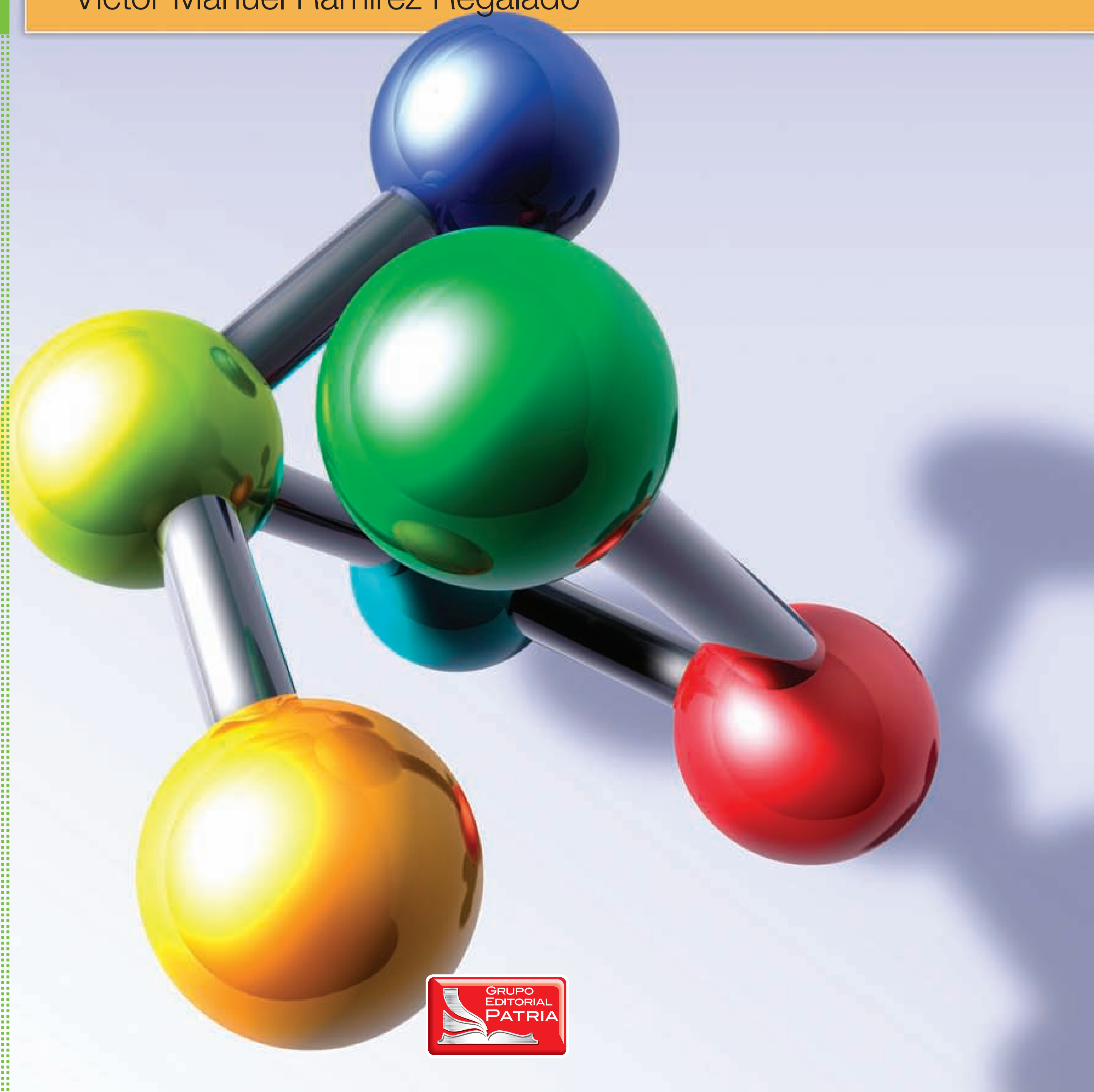
serie Bachiller

QUÍMICA general

Víctor Manuel Ramírez Regalado



Grupo Editorial Patria

Química General

Víctor Manuel Ramírez Regalado



PRIMERA EDICIÓN EBOOK
México, 2014



PRESENTACIÓN

Esta nueva obra de ***Química General*** responde a la actualización del programa de estudios de la Escuela Nacional Preparatoria de la Universidad Nacional Autónoma de México, mediante la cual se induce al estudiante a ser el protagonista principal. Es preciso que el alumno logre problematizar y relacionar los temas de química con situaciones cotidianas que le causan algún daño o beneficio al hombre.

Este curso nos invita a abordar aspectos del desarrollo sustentable, es decir, un estudio encaminado a analizar la manera como la ciencia, tecnología y sociedad se pueden vincular para satisfacer las necesidades actuales de alimentación, vestido, vivienda, educación y sanidad; sin comprometer los recursos que serán necesarios para las generaciones futuras. La intención es formar estudiantes críticos y propositivos, para ello el libro contiene una evaluación diagnóstica con el título de en contacto con tus conocimientos, la cual nos ayuda a descubrir los conocimientos previos que el alumno posee de un tema para establecer un vínculo con los que adquirirá; una evaluación formativa, que va reafirmando el conocimiento adquirido y nos permite corregir cualquier posible error de comprensión del estudiante, así como verificar su avance y por último una evaluación sumativa capaz de demostrarnos si el tema fue asimilado.

Se ha puesto especial atención en que el alumno comprenda los temas de manera más ágil y sencilla, por lo que la obra contiene mapas conceptuales, figuras a color que resultan atractivos al alumno; prácticas de laboratorio, como las diversas actividades planteadas constituyen un enorme apoyo para que los profesores enriquezcan su clase: Incluye también las secciones: lectura de reflexión con información interesante y complementaria a los temas que se van tratando. Actividad de aprendizaje, que se refieren a la obtención del conocimiento desarrollando diversas actividades de investigación, ejercicios, prácticas sencillas de laboratorio, etc.

El contenido se desarrolla en las siguientes unidades:

En la unidad 1: La energía, la materia y los cambios.

En la unidad 2: Aire, intangible pero vital.

En la unidad 3: Agua: ¿de donde, para qué y de quién?

En la unidad 4: Corteza terrestre, fuente de materiales útiles para el hombre.

En la unidad 5: Alimentos, combustible para la vida

En la unidad 1 se reconocen los aportes de la Química al mejoramiento de nuestra vida en: el hogar, el medio ambiente, la industria y de manera personal. La energía, motor de la humanidad, la materia y los cambios, el sol, horno nuclear y el hombre y su demanda de energía

En la unidad 2 se atienden los temas de ¿qué es el aire?, la reactividad de los componentes del aire, la calidad del aire

En la unidad 3 la distribución del agua en nuestro planeta, la importancia del agua para la humanidad. Las propiedades físicas y químicas del agua; su uso racional.

En la unidad 4 se contempla el estudio de los diferentes minerales en la República Mexicana. El estudio del petróleo sobre su importancia en el desarrollo de la sociedad. Los nuevos materiales. El suelo y el papel de los fertilizantes como suplemento de los suelos naturales.

En la unidad 5 Se estudian a los alimentos, como un combustible para la vida, las fuentes de energía y su almacenamiento. La conservación de los alimentos.

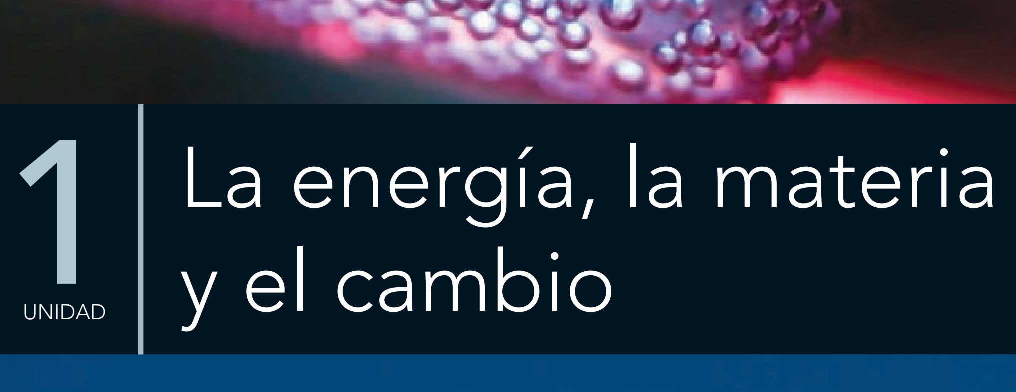
En la obra se abordan cuestiones ambientales en cuanto a la corresponsabilidad en las acciones que contribuyan a la conservación del equilibrio ecológico y el uso de los recursos naturales.

Espero que disfruten esta obra hecha especialmente para ustedes.

Víctor Manuel Ramírez Regalado

QUÍMICA GENERAL

CONTENIDO



1 UNIDAD

La energía, la materia y el cambio

Índice del capítulo

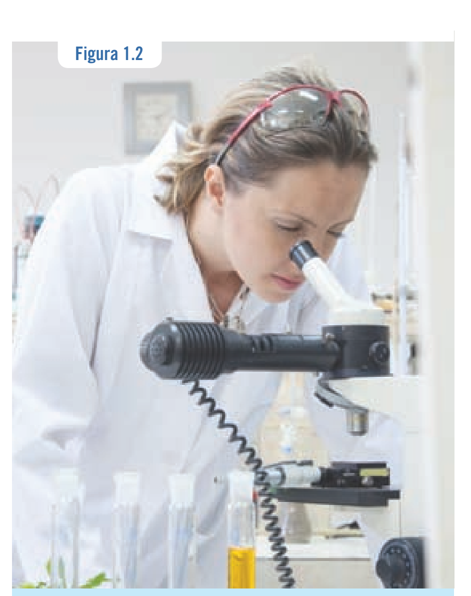



Figura 1.1

La atracción entre dos personas se conoce como "química".

IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA EN EL MUNDO ACTUAL

Actualmente la química tiene gran relevancia por el avance científico y tecnológico que tienen las civilizaciones presentes, y se ha convertido en una ciencia muy común entre los individuos. Casi todo lo que nos rodea está constituido de sustancias químicas: nuestros alimentos, nuestra ropa, los edificios y las casas en que vivimos, las calles por las que transitamos, los vehículos; incluso, nuestro cuerpo mismo. Por medio de la química, la medicina ha logrado avances notables como la erradicación de muchas enfermedades mortales, por ejemplo: la polio, la tifoidea y la difteria, entre otras.


Figura 1.2

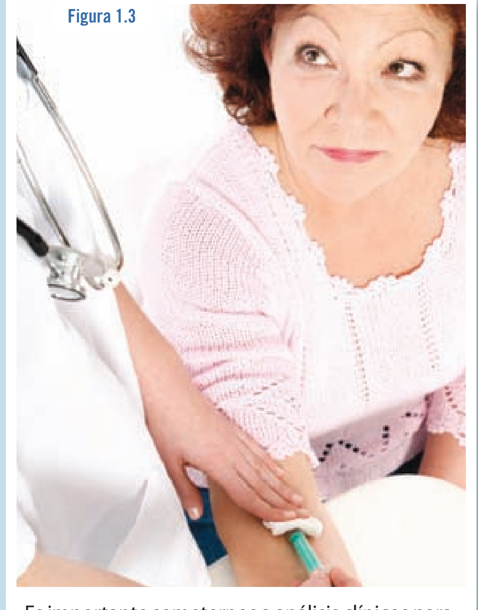
La química ha permitido un notable avance en el desarrollo de la civilización actual, pero también debemos cuidar nuestro medio ambiente.

Aunque la gente no haya realizado estudios específicos sobre esta materia, es frecuente escuchar el siguiente comentario entre dos personas que se atraen: "Hay química entre los dos"; también es común: "Toma dos litros diarios de 'H_2O' y tendrás una buena salud". Asimismo, se oye hablar a menudo en todos los ámbitos del calentamiento global con sus graves consecuencias ambientales. También en relación con la química y ante el incremento del número de metrópolis como el Distrito Federal, Guadalajara y Monterrey, la palabra esmog es muy común. Por otra parte, la amplia variedad de productos derivados de esta ciencia son empleados a diario en la casa, el trabajo, la escuela y otros lugares.

Lecturas de reflexión

¿Cuánto vale el cuerpo humano?

El cuerpo humano está constituido por una serie de elementos y sustancias químicos, que en la sociedad tienen un precio determinado. Claro que es incomparable lo que representa un ser humano en su conjunto, con todas las funciones vitales que realiza cada día. Por lo que, si reflexionamos de una manera sencilla sobre cuánto vale el cuerpo humano, sería posible establecer desde el punto de vista químico, que la vida humana cuesta cerca de $20.00. La razón es muy simple: casi tres cuartas partes de nuestra masa están constituidas por agua (y ésta casi siempre es barata); el resto, fundamentalmente carbono, oxígeno e hidrógeno (se encuentra gratis en el aire). Tenemos nitrógeno y fósforo en pequeñas cantidades y, todavía en menor proporción, hierro, sodio, potasio y otros. En conclusión, como dice una conocida canción "...la vida no vale nada...".


Figura 1.3

Es importante someternos a análisis clínicos para conocer nuestro estado de salud.

En efecto, la química se relaciona directamente con éstos y otros procesos, situaciones y productos; de ahí la importancia de conocer más de ella.

La química *es la ciencia que trata de la naturaleza y composición de la materia y de los cambios que ésta experimenta*; su estudio es muy importante para el ser humano, pues se aplica a todo lo que lo rodea, por ejemplo, el lápiz que utilizas, las páginas de este libro o de un cuaderno, el bolígrafo, el perfume o la loción que usas; la ropa o los zapatos que usas, los alimentos que ingieres; en fin, todo.

Utilizamos los sentidos (vista, oído, gusto, olfato y tacto) para percibir los objetos que tenemos a nuestro alcance, y la química interviene en los cambios internos y externos que se llevan a cabo en nuestro organismo y a nuestro alrededor para percibirlos. El hombre se beneficia de las aplicaciones prácticas de la química, ya que la vida moderna no sería tan cómoda si no tuviéramos la tecnología que proporciona esta ciencia. Así, junto con los físicos (en el diseño de circuitos electrónicos), los químicos han desarrollado nuevos materiales entre los que se encuentran los plásticos de alta durabilidad que permiten un amplio uso de los teléfonos celulares y las computadoras personales (laptops) o los radiotransmisores que han revolucionado la comunicación, como los televisores portátiles, las cámaras digitales y más.

Los polímeros (compuestos químicos derivados del petróleo) han revolucionado la industria automotriz; por ejemplo, la carrocería de los automóviles es una resina de poliéster (un tipo de polímero) reforzada con fibra de vidrio que lleva pintura aplicada con bicapa, lo cual la hace lucir más atractiva. En el interior, algunos automóviles tienen reproductores de discos compactos, DVD, MP3 y MP4, con gran fidelidad en imagen y sonido; también cuentan con diversos accesorios de seguridad y que proporcionan comodidad. Por otro lado, en la industria de la construcción hay gran variedad de materiales nuevos, más económicos, resistentes y vistosos, que permiten dar mejores acabados y generan ahorros económicos, al ayudar a reducir el tiempo de construcción.

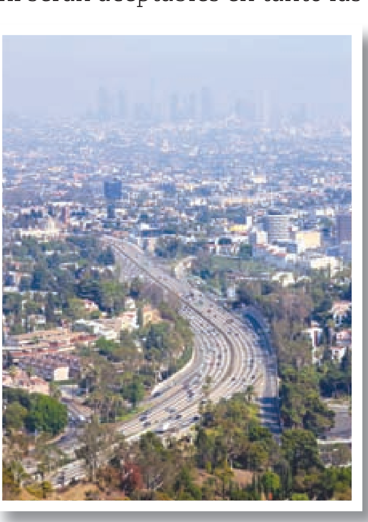

Figura 1.4
La aplicación de la química en nuevos materiales, ha provocado la aparición de nuevos y mejores productos para el ser humano.


Figura 1.5
La tecnología moderna ha aplicado los diversos materiales poliméricos en múltiples productos.

QUÍMICA Y TU COMUNIDAD

Para quienes viven en la Ciudad de México, una de las urbes más grandes del mundo y de las más contaminadas respecto al aire, es indudable que las soluciones a los problemas de contaminación tienen que dividirse de acuerdo con la asignación de responsabilidades y, desde luego, fijando tiempos para cumplirlas.

La principal fuente de contaminación del aire de la Ciudad de México es la combustión no controlada en los motores de los automóviles particulares y los camiones de carga. Los controles de esas emisiones se realizan actualmente en los llamados verificentros. Sin embargo, estas medidas no han sido ni serán aceptables en tanto las autoridades las impongan y los usuarios acepten tal imposición. Modernizar el parque vehicular es otra opción para disminuir la combustión no controlada; sin embargo, se lleva a cabo con lentitud por varios factores, entre los que destaca el bajo poder adquisitivo de la mayoría de la población, que imposibilita prácticamente la adquisición de un automóvil nuevo.



Además, los combustibles que utilizamos no son óptimos para una buena combustión, por ello se proponen algunas soluciones posibles:

1. Reducir en un lapso de 20 años el uso de motores que funcionen con gasolina; se sugiere el uso de la electricidad o combustibles alternos no contaminantes, como el gas natural o el hidrógeno.

2. Controlar de manera estricta o reubicar las plantas industriales y los negocios que emitan gran cantidad de contaminantes.
3. Evitar el uso de aerosoles y productos que contengan o desprendan hidrocarburos.

Actividad de aprendizaje

Con base en lo que acabas de leer, investiga junto con tus compañeros, cuáles son las principales fuentes de contaminación del aire, el agua y las áreas verdes de tu estado, comunidad, municipio o colonia; menciona algunos métodos de prevención que estarías dispuesto a realizar como iniciativa para disminuir este problema que afecta al medio ambiente.

Evaluación formativa

Investiga los olores más comunes que se pueden percibir al visitar los lugares que se te indican a continuación. De estos olores predominantes, anota los productos que los generan y sus posibles elementos químicos, por ejemplo:

a) Alberca: agua y cloro (H_2O y Cl_2)

b) Tienda de abarrotes: ______________________

c) Reparadora de calzado: ______________________

d) Lavandería: ______________________

e) Tintorería: ______________________

f) Hospital: ______________________

g) Clínica dental: ______________________

h) Mercado de tu barrio o colonia: ______________________

i) Cine: ______________________

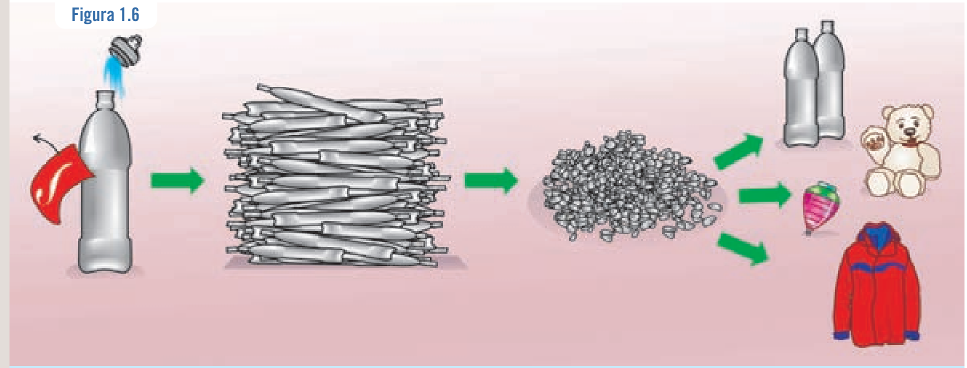


Figura 1.6

Es necesario reciclar una serie de productos comerciales como las bebidas que vienen en envases de plástico o de aluminio.

El uso de las tecnologías actuales, como la internet, ha favorecido el desarrollo tecnológico de la humanidad al acercar a los diversos investigadores de todo el mundo a fin de compartir sus descubrimientos con otros colegas, con el consecuente ahorro de dinero, esfuerzo y tiempo, ya que el uso de la computadora es indispensable en su trabajo cotidiano para la solución de los problemas y los retos que enfrentan.

Por otra parte, el uso de nuevas tecnologías nos hace posible la preservación de nuestro ambiente cuando nos ayuda a reciclar los materiales de manera adecuada. Por ejemplo, la mayoría de los artículos nuevos vienen envueltos en bolsas o en empaques de unicel y los refrescos se distribuyen en botellas de plástico y latas de aluminio, lo que genera desechos que es necesario reutilizar.

Actividad de aprendizaje

1. Anota cinco productos químicos que encuentres en tu casa (de preferencia, en la cocina), investiga su utilidad y busca en sus etiquetas las sustancias que contengan. Considera la importancia y la relación que tienen estos productos, de tal manera que puedas identificarlos en tu vida cotidiana.

Producto	Utilidad	Sustancias que contiene
____________________	____________________	____________________
____________________	____________________	____________________
____________________	____________________	____________________
____________________	____________________	____________________
____________________	____________________	____________________

En la actualidad nos referimos a los químicos como especialistas en el área en que laboran, por ejemplo, químico nuclear, químico ambiental, químico farmacéutico, bioquímico, fisicoquímico, químico en alimentos, agroquímico, químico orgánico, etcétera.

La **ingeniería química** llegó a su madurez como ciencia de los procesos de transformación física y química de la materia pasando por las siguientes etapas:

- **Surgimiento**: **Arthur D. Little** propuso el concepto de "operación unitaria" (1915–1920) y organizó la disciplina por primera vez (**Walker, Lewis y Mc Adams,** 1923).
- **Desarrollo**: se propone del concepto de "fenómenos de transporte" de materia, energía y cantidad de movimiento (década 1950–1960), en un famoso libro (**Bird, Stewart y Lighfoot**, 1960). Dichos fenómenos sirven como base científica común a las operaciones unitarias (destilación, fluidización, agitación, mezclado, absorción, flujos e intercambio iónico).
- **Organización**: a partir de 1937 surge la rama denominada "ingeniería de las reacciones químicas", dedicada al estudio y al diseño de los equipos en los que se efectúan las reacciones químicas, es decir, de los reactores químicos.
- **Fase final**: el tratamiento global o macroscópico, mejor dicho la "ingeniería de sistemas" y la modelación sistémica asociada (década 1960–1970).

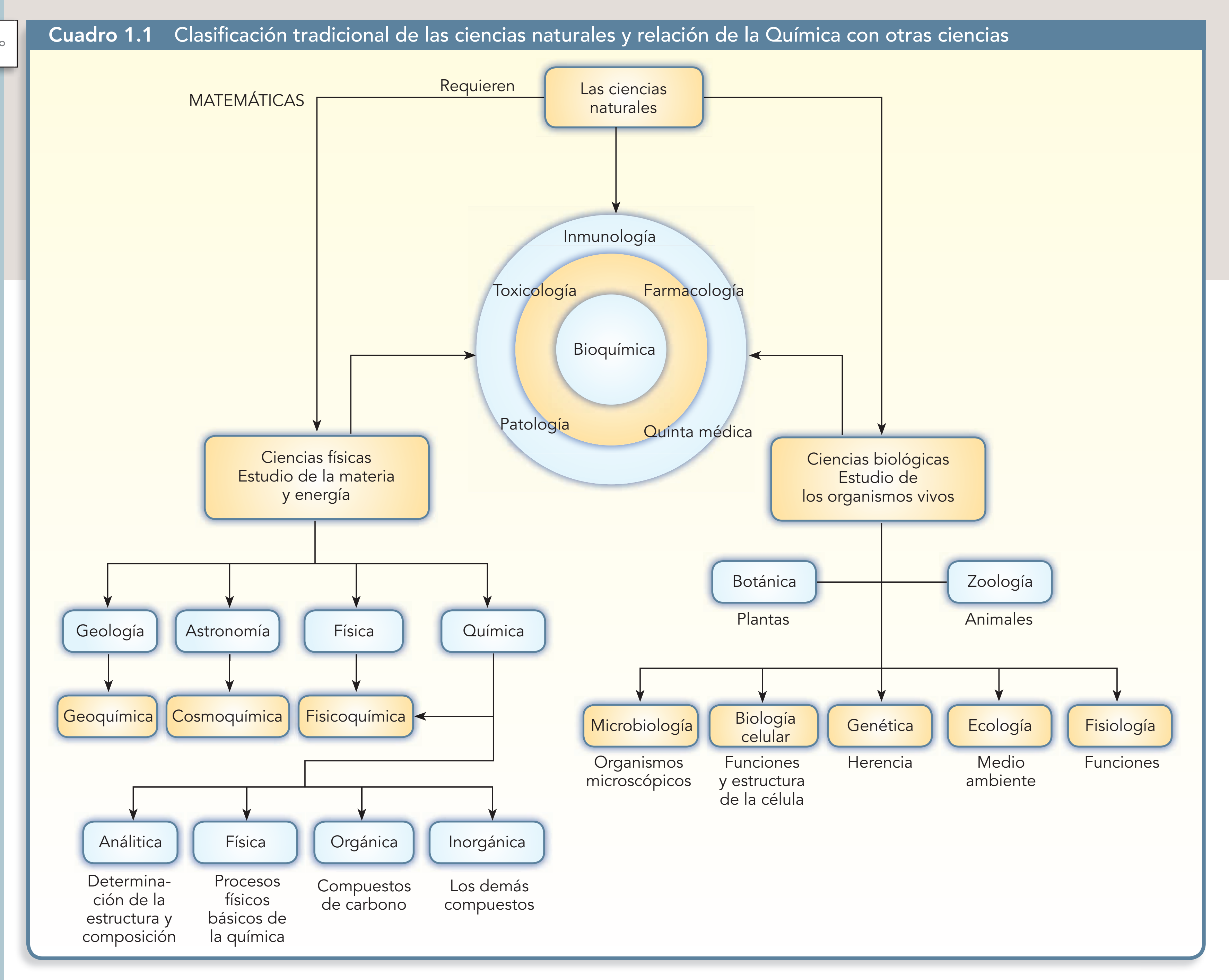
Como se puede observar, el campo de estudio de la química es tan amplio que es imposible para una persona

Figura 1.7



Es muy importante la protección de los suelos agrícolas mediante la aplicación de fertilizantes que actúan sobre el pH (potencial de hidrógeno) del suelo.

Cuadro 1.1 Clasificación tradicional de las ciencias naturales y relación de la Química con otras ciencias



conocer todo cuanto se ha descubierto en este campo; por ello han surgido divisiones o especializaciones como la *química general o descriptiva*, la *fisicoquímica* (que trata de la composición y organización de la materia mineral), la *química orgánica* (que estudia los compuestos del carbono, ya sean naturales o de los seres vivos, y los sintéticos o producidos artificialmente) la *química analítica* (que se ocupa del reconocimiento y cuantificación de los materiales que constituyen cualquier objeto), la *bioquímica* (que estudia todas las sustancias que intervienen en los procesos vitales, constituidas por aminoácidos, proteínas, vitaminas, lípidos, etcétera). Asimismo, la *ingeniería química* estudia los procesos industriales existentes para mejorarlos desde el punto de vista tecnológico y hacerlos más rentables. Además, hay otras muchas especializaciones.

Figura 1.8





El químico maneja diversos instrumentos de medición.

GRANDES MOMENTOS EN EL DESARROLLO DE LA QUÍMICA

Grecia

Tales de Mileto (639-546 a. C). Es considerado el primer teórico que se preocupó por la transformación de una sustancia en otra, y planteó las siguientes cuestiones: si una piedra azul se convirtiera en cobre rojo, ¿la naturaleza de la sustancia sería de piedra, de metal o de ambas? Se interesó también por la posibilidad de que una sustancia se transformara en otra en un número definido de pasos; pero éstos sólo eran aspectos de una materia o elemento básico: el **agua**.

En el párrafo anterior se enuncia en forma breve uno de los pensamientos más profundos que ha tenido el género humano; tal vez sea falso y obsoleto, pero fue el primero sobre el origen básico de toda la materia.

Anaxímenes de Mileto (585-524 a. C.). Postuló que el aire podía ser comprimido y originar una materia sólida; por tanto, ese elemento básico podía ser el **aire**.

Heráclito de Efeso (535-484 a. C.). Propuso que, si el cambio era lo que caracterizaba al Universo, se debería buscar un elemento en el que el cambio fuera lo más notable y entonces el elemento básico sería el **fuego**.

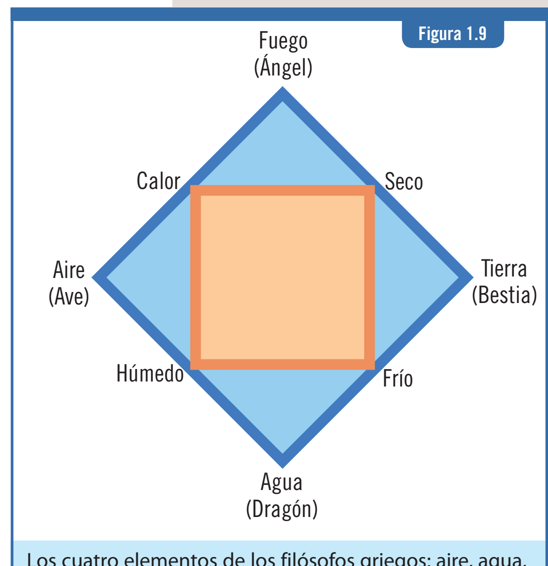
Empédocles (495-430 a. C.). Se preguntó, ¿por qué sólo un elemento básico? Podían ser varios: agua, aire, fuego y añadió **tierra**.

Aristóteles (384-322 a. C.). Aceptó la doctrina de los cuatro elementos básicos, pero los concibió como pares de propiedades opuestas: frío-calor, humedad-sequedad. Las propiedades opuestas no se pueden combinar entre sí. Así se forman cuatro parejas distintas que darán origen a un elemento: calor y sequedad generarán fuego; calor y humedad, darán lugar al aire; frío y humedad, al agua; frío y sequedad, a la tierra. Además, asignó como quinto elemento al **cielo**, el éter (resplandecer), que era un elemento perfecto, ya que lo observaba inalterado. Los cuatro elementos anteriores eran imperfectos.

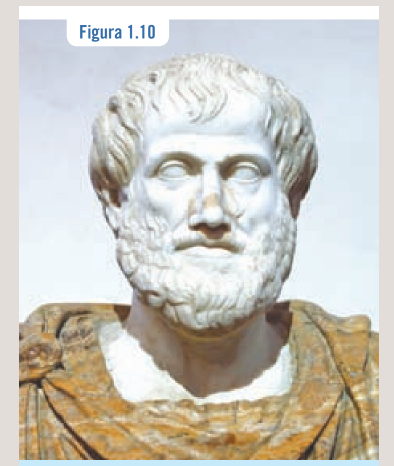
Leucipo (450-370 a. C.). Planteó que la materia, por muy pequeña que sea, siempre es capaz de dividirse en trozos cada vez más pequeños, hasta que ya no sea posible hacerlo.

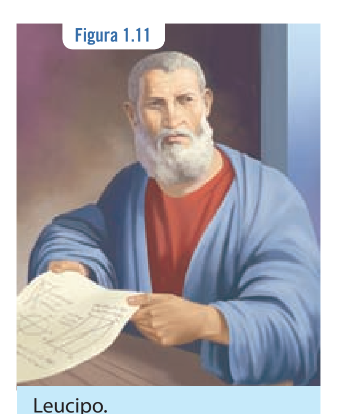
Demócrito (460-370 a. C.). Llamó **átomos** (sin división) a las partículas de menor tamaño posible. Además, supuso que los átomos de cada elemento eran diferentes en tamaño y forma, razón por la que asignaba a los elementos propiedades diferentes, y también que una sustancia podía transformarse en otra al alterar la naturaleza de la mezcla.

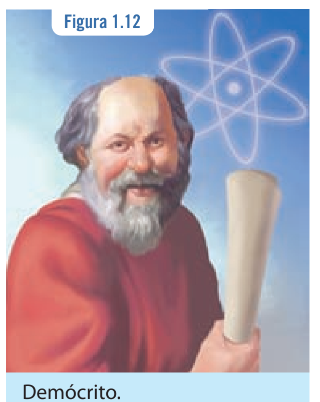
Figura 1.9

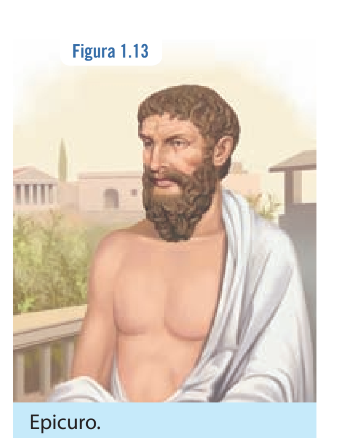


Los cuatro elementos de los filósofos griegos: aire, agua, tierra y fuego.


Figura 1.10
Aristóteles.


Figura 1.11
Leucipo.


Figura 1.12
Demócrito.


Figura 1.13
Epicuro.

Las ideas de Demócrito no fueron aceptadas en su tiempo, pero sí dos mil años después; su teoría perduró en parte en los poemas de **Epicuro** (341-271 a. C.) y **Lucrecio Caro** (95-55 a. C.).

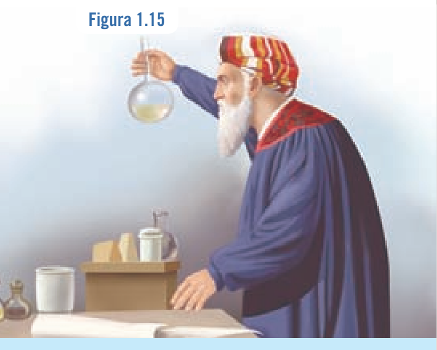
Es interesante mencionar la renovación que estos pensamientos implican y enfatizar que para emitir sus teorías los filósofos griegos se basaban en la observación y no en la experimentación.


Figura 1.14
Ptolomeo I y Ptolomeo II.

Cultura helénica

Ptolomeo I (367-283 a. C.) y **Ptolomeo II** (308-246 a. C.). Fundaron en Alejandría el templo dedicado a las musas, que hoy se conoce como museo; era propiamente un lugar dedicado a la investigación de las ciencias y donde también se coleccionaban objetos de arte, así como una biblioteca.

Al unirse las culturas egipcia (experimental) y griega (teórica), los jonios aceptaron el misticismo en la ciencia, fenómeno que retrasó el avance del conocimiento. El arte de *khemeia* apareció estrechamente relacionado con la religión y la gente común asociaba extraños poderes con quienes practicaban estas artes (magos); esto provocó el surgimiento de un lenguaje escrito en forma de clave para la práctica de la *khemeia*.


Figura 1.15
Zosimo.

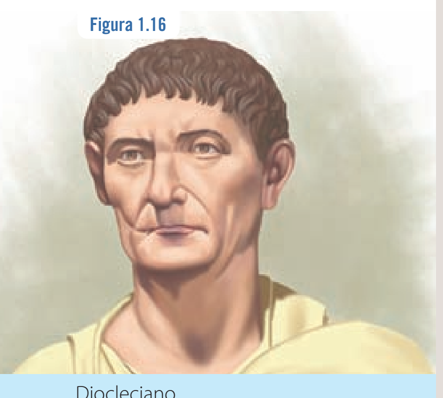
En esta época ya se conocían siete metales y los siete cuerpos errantes en el cielo (cuerpos celestes). De esta manera se asocia un planeta con cada metal: oro-Sol, plata-Luna, cobre-Venus, mercurio-Mercurio, hierro-Marte, estaño-Júpiter y plomo-Saturno. Estos lenguajes confusos y la actitud mágica acerca del estudio de la materia retardaron el avance del conocimiento.

Bolos de Mendes (pseudo-Demócrito) (200 a. C.). Planteó la transmutación de un metal en otro para obtener oro. Con esta búsqueda se descubrieron aleaciones como la de cobre y zinc, que da por resultado el **latón,** que es dorado.

Dominación romana (100 a. C.)

Con la dominación romana entra en decadencia el arte de *khemeia* y el conocimiento griego.

Zosimo (300). Escribió una enciclopedia de 28 volúmenes donde describe al arsénico y al acetato de plomo como sustancias venenosas con sabor dulce.


Figura 1.16
Diocleciano.

Diocleciano (245-311). Emperador romano que, temeroso ante la posibilidad de que los enemigos pudieran obtener oro por medios baratos y pusieran en peligro su imperio, ordenó quemar todo libro sobre *khemeia*. En esta época se perdió mucha información porque la biblioteca de Alejandría resultó seriamente mutilada a causa de los motines con los cristianos; fue un nuevo retraso para el avance del conocimiento.

Dominación árabe

Siglo VII. En esta época surgió el término “alquimia” y se mantuvo así hasta 1600. Se enriqueció el vocabulario químico con términos como álcali, alcohol, nafta, circón, entre otros.

Jabir Ihn-Hayyan (conocido en Europa como Geber) (721-815). Descubrió el cloruro de amonio, preparó el albayalde (carbonato de plomo), obtuvo el ácido acético por destilación del vinagre y preparó ácido nítrico.

Aunque obtuvo su fama por los estudios en transmutación de los metales, se le debe considerar el descubridor de los ácidos. Él creía que la mezcla mercurio-azufre produciría **oro**, por medio de una sustancia seca y activadora llamada ***al-iksir*** (elixir) y que en Europa se denominó **piedra filosofal**.

En los siglos siguientes se desarrollaron dos aspectos fundamentales de la alquimia: el estudio de los minerales con objeto de obtener oro y el aspecto médico, cuyo objetivo era encontrar la panacea.

Al Razi (Rhazes) (865-925). Inventó los emplastos para sellar huesos y en aquella época su seguidor **Avicena** fue el médico más importante.

Después de tres siglos de liderazgo científico árabe, aparecieron los turcos y los mongoles. Sus victorias sobre el mundo islámico hicieron que ese liderazgo pasara a Europa. La herencia y las culturas que se dejaron en la España árabe, que se tradujeron al latín, despertaron el interés de Occidente.

Alberto Magno (1200-1280). Fue el alquimista europeo que descubrió el arsénico, aunque en forma impura.

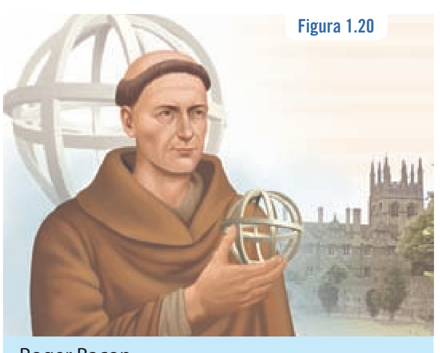
La química en la Edad Media

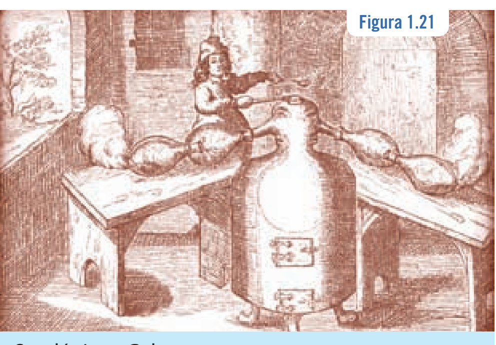
Roger Bacon (1214-1294). Mostró interés en la idea de incorporar las matemáticas a la ciencia, idea que fue rechazada, e inventó la pólvora negra, que causó estragos en los castillos medievales.

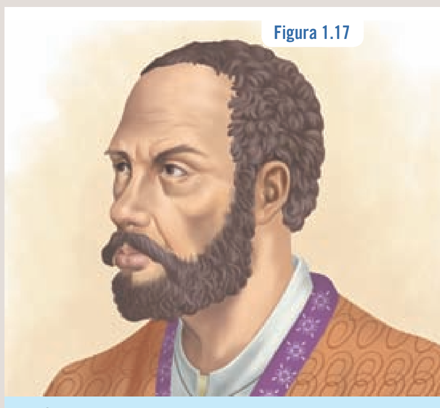
Seudónimo Geber (1300). Firmó sus trabajos con el nombre del árabe que descubrió el ácido acético. Este segundo Geber obtuvo el ácido sulfúrico y el ácido nítrico fuerte, que denominó ácidos minerales. Su descubrimiento ha sido más importante para la humanidad que la transmutación de otros metales en oro; pero el hombre no lo consideró así y siguió en su persecución del metal precioso.

Papa Juan XXII (1317). Declaró que la alquimia era un anatema y el conocimiento químico sufrió un tercer decaimiento. Desde entonces los alquimistas trabajaron a escondidas y en sus escritos emplearon símbolos más confusos. En este siglo se descubrió la **brújula.**

Caída del Imperio Bizantino (1453). Época en que los griegos recuperaron Constantinopla y reconstruyeron sus bibliotecas.


Figura 1.20
Roger Bacon.


Figura 1.21
Seudónimo Geber.


Figura 1.17
Geber.

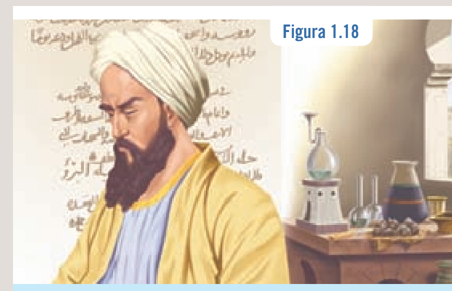

Figura 1.18
Rhazes.


Figura 1.19
Alberto Magno.

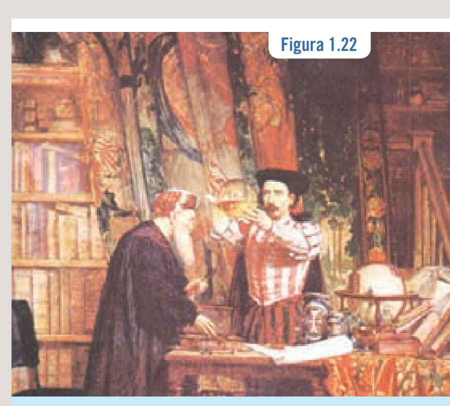

Figura 1.22
Los alquimistas, grandes precursores de la química moderna.


Figura 1.23
Libarius.

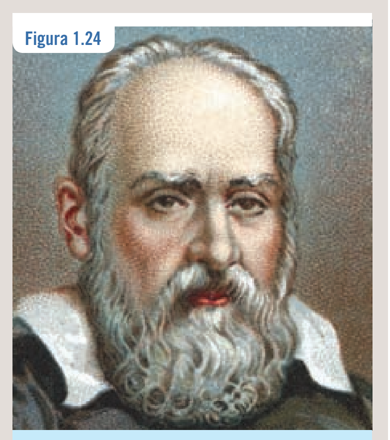
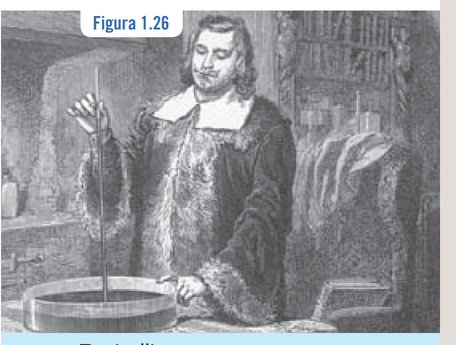

Figura 1.24
Galileo.


Figura 1.25
Newton.


Figura 1.26
Torricelli.

Época moderna

Libarius (1550-1616). Publicó el primer **texto de química** en 1597 y descubrió el ácido clorhídrico, el tetracloruro de estaño, el sulfato de amonio y preparó el agua regia.

Después tuvieron lugar los descubrimientos aislados, por ejemplo, el sulfato de sodio. En el siglo **XVII** la alquimia entró en una etapa de decadencia y resurgió en el siglo **XVIII** como la **ciencia** que hoy se conoce como **química**.

En ese momento, la realidad económica necesitaba aprovechar los minerales y las medicinas, y no la búsqueda irracional del oro.

En los siglos **XVI** y **XVII** surgieron figuras como **Galileo** y **Newton,** que aportaron bases para el enriquecimiento del saber y la importancia de la medida y la cuantificación.

El italiano **Torricelli** (1608-1647), el alemán **Gwerike** (1602-1686) y el irlandés **Boyle** (1627-1691), quien de todos ellos fue el único químico, estudiaron los gases. Los experimentos de Boyle mostraban un panorama halagador para los atomistas de esa época. Pero él aún creía en la transmutación de los metales. En 1680 preparó fósforo a partir de orina, pero este descubrimiento no fue reconocido sino hasta 12 años después de **Brand**.

En esta época se originó la **teoría del flogisto** y en 1700 **Salavery** construyó la **máquina de vapor**.

En el siglo **XVIII**, la proliferación de las aportaciones en la química surgió como una respuesta a su reconocimiento como ciencia. Se descubrieron los siguientes gases: **hidrógeno** por **Cavendish**, **oxígeno** por **Lavoisier**, **nitrógeno** por **Rutherford y Lavoisier**, **dióxido de carbono** por **Priestley**; se aislaron nuevos metales, níquel, manganeso y molibdeno; Lavoisier estableció la **ley de la conservación de la masa**.

En el ámbito de la química orgánica se descubrieron nuevos ácidos; por ejemplo, el tartárico y el cítrico.

Dalton emitió su teoría atómica sobre la combinación de átomos para formar moléculas.

Siglos XIX y XX

El siglo XIX es el de la explosión en la química del carbono; **Whöler** sintetizó la **urea**; **Vanthall** estableció que el átomo de carbono es tetraédrico, y el aislamiento y la síntesis de colorantes cobraron gran importancia. **Kekulé** aportó la fórmula del *benceno*.


Figura 1.27
Boyle.

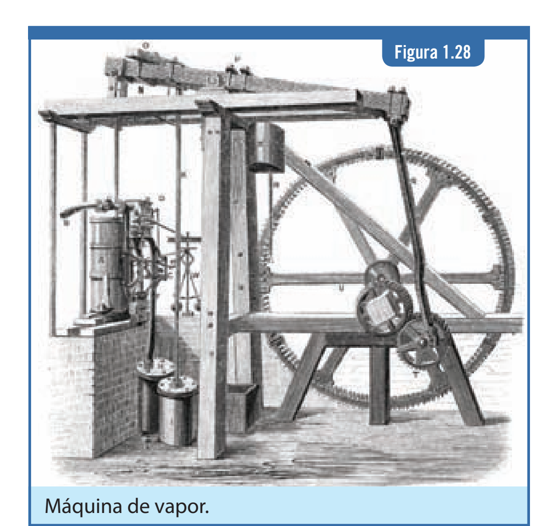

Figura 1.28
Máquina de vapor.


Figura 1.29
Cavendish.


Figura 1.30
Rutherford.

A principios del siglo XX, **Werner** estudió la química de los compuestos metálicos y originó la *química de coordinación*.

La *química de explosivos* se desarrolló notablemente a causa de la Primera y la Segunda Guerras Mundiales. Se aislaron antibióticos y en los últimos 40 años la investigación en química se tornó extensa.

PASOS DEL MÉTODO CIENTÍFICO

La química se desarrolla día tras día e interviene en todos los aspectos de nuestro acontecer, hasta en el momento de la muerte. Al observar algún objeto detenidamente podemos preguntarnos: ¿De qué material está hecho? ¿A quién se le ocurrió fabricarlo? ¿Con qué motivo? ¿En qué momento lo hizo? Y otras cuestiones por el estilo. La solución de éstas y otras interrogantes ha proporcionado sabiduría y entendimiento acerca de los grandes avances que la química ha logrado, en combinación con otras disciplinas (electrónica, mecánica, biología, computación, medicina, etc.), que han derivado en que el hombre actual goce de una vida más cómoda.

En la antigüedad, la química sólo utilizaba sus hallazgos empíricos sin entender sus principios. El triunfo del método experimental en el siglo XIX y su racionalización científica en el siglo XX originaron la investigación en química de acuerdo con el método científico.

La expresión *método científico* se emplea con diferentes significados y, a menudo, se abusa de ella para justificar alguna posición personal o social, con relativo desconocimiento de la complejidad del concepto. Como su nombre indica, *representa la metodología que define y diferencia el conocimiento de la ciencia de otros tipos de conocimientos*.

La filosofía de la ciencia crea el *método científico* para excluir todo aquello que tiene naturaleza subjetiva y, por tanto, no es susceptible de formar parte de lo que denomina conocimiento científico. En última instancia, aquello que es aceptado por el **sentido común** propiamente dicho y por ello adquiere un carácter generalmente aceptado por la comunidad científica y la sociedad.

Los **métodos deductivo, inductivo e hipotético-deductivo** son los tres tipos a los que se refiere la denominación genérica de **método científico**.

La primera característica del método científico es su naturaleza convencional, su función de marco de generación del conocimiento objetivo. Por ello, existen


Figura 1.31
Los científicos trabajan arduamente en el descubrimiento de nuevas sustancias para el bienestar del hombre; por ejemplo, nuevos medicamentos.

múltiples características según la perspectiva con que se clasifiquen, se estudien e incluso se denominen.

Lo primero que llama la atención es el hecho de que los dos primeros tienen un nombre difícil de distinguir, puesto que en el ámbito lingüístico es posible que representen un solo concepto con dos manifestaciones: razonamiento en una dirección o en la contraria, de lo general a lo particular o viceversa.

El problema se deriva de la dificultad conceptual de separar un **método científico** de otro de una manera clara por tener elementos comunes; evidentemente los términos elegidos no ayudan a retener en la memoria estos dos conceptos de método científico. Tampoco ayuda mucho la denominación del tercer método científico.

Una característica de ambos métodos es que pueden ir de lo *general a lo particular* o viceversa, en un sentido o en el inverso. Ambos utilizan la *lógica* y llegan a una conclusión. En última instancia, siempre tienen elementos filosóficos subyacentes.

Ambos suelen ser susceptibles de contrastación empírica. Aunque el método deductivo es más propio de las ciencias formales y el inductivo de las empíricas, nada impide la aplicación indistinta de un método u otro para una teoría concreta.

La investigación en química se lleva a cabo utilizando el método científico, que puede resumirse brevemente en los siguientes pasos o etapas:

a) Observación del fenómeno

b) Planteamiento del problema

c) Formulación de la hipótesis

d) Planteamiento de los objetivos

e) Diseño del experimento

f) Obtención de resultados

g) Conclusiones

IDENTIFICACIÓN DE PROBLEMAS Y FORMULACIÓN DE PREGUNTAS DE CARÁCTER CIENTÍFICO

El razonamiento constituye un estricto proceso de deducción, proceso del que están excluidos la imaginación y el pensamiento intuitivo.

La identificación del problema es la pregunta científica por resolver, se expresa mejor en forma abierta.

Las expresiones del pensamiento constituyen preguntas y problemas por resolver, o bien, respuestas y soluciones a las indagaciones realizadas. En este sentido, el curso del conocimiento científico consiste en una sucesión ininterrumpida de problemas que surgen a partir de los resultados obtenidos en las investigaciones anteriores y se resuelven con el razonamiento y la experimentación.

Para encontrar la solución de esos problemas, la actividad científica ha establecido procedimientos adecuados y fija continuamente otros nuevos. Entre ellos se encuentran los experimentos que nos informan, de modo tan exacto y completo como es posible, acerca de los procesos naturales y sociales, lo mismo que sobre sus conexiones activas y su mutua causalidad. También se encuentran las teorías que nos permiten reunir los resultados de los experimentos en una explicación común, necesaria y suficiente. Por último, tenemos la aplicación de dichas teorías para intervenir, de manera directa y concreta, en los procesos de la sociedad y de la naturaleza, haciendo que produzcan la satisfacción de las necesidades humanas y resolviendo en la práctica, así, los problemas que impulsan la propia actividad científica.



Para identificar y resolver problemas en el área de ciencias experimentales se hace uso del razonamiento y la experimentación poniendo en práctica la actividad científica.

En términos generales, por problema entendemos cualquier dificultad que no se puede resolver de manera automática, es decir, con la sola acción de nuestros reflejos instintivos y condicionados, o mediante el recuerdo de lo que hemos aprendido antes.

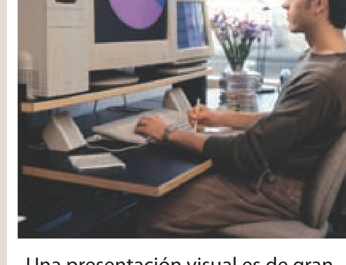
Por otra parte, además de los problemas que nos imponen directamente las condiciones naturales y sociales en que vivimos, constantemente creamos o inventamos otros como, por ejemplo, la explicación de los procesos recién descubiertos, la demostración de teoremas, la verificación de hipótesis, la decisión entre dos o más teorías de pugna, o bien, la transformación de la naturaleza y la sociedad.

Formulación de la hipótesis

Es la explicación que damos ante el hecho observado. Su utilidad consiste en que nos proporciona una interpretación de los hechos de que disponemos, que debe ser puesta a prueba por observaciones y experimentos posteriores. Las hipótesis no deben tomarse nunca como verdaderas debido a que es posible explicar con numerosas hipótesis el mismo hecho observado. El objetivo de una buena hipótesis consiste sólo en dar una explicación para alentarnos a hacer más experimentos.

Obtención y registro de la información

Primero, se hace un plan de cómo se probará la hipótesis, cuáles materiales y equipos serán necesarios, qué personas asesorarán y en qué lugar y tiempo se hará la investigación.



Una presentación visual es de gran apoyo para dar a conocer la conclusión final de tu informe de investigación.

Experimentación

Una vez que tengas clara tu hipótesis, debes diseñar la forma en que vas a demostrarla. Es decir, tienes que diseñar un experimento en el que puedas probar tu hipótesis. Lo anterior se conoce como plan de investigación o procedimiento experimental. Al diseñar un experimento es importante conocer lo que son las variables y los controles. Para que un experimento te dé las respuestas en las que puedas confiar debe tener un control; es el punto de referencia neutral para comparar el efecto de los cambios que haces en tu experimento.

Contrastación de resultados

En esta etapa del método, se analizan los datos derivados de la experimentación para dar una explicación del comportamiento de los fenómenos que se observan, además de confrontarse la hipótesis con dicho comportamiento y así concluir si la hipótesis es satisfactoria o se requiere formular una nueva.

Comunicación de las conclusiones

Finalmente, se obtienen conclusiones aprobando, desechando o invalidando la hipótesis formulada y dando un resumen final de lo obtenido. Se sugiere el siguiente formato para presentar un informe de investigación:

- Informe de investigación
- Título
- Autor
- Institución
- Resumen
- Introducción
- Método
- Sujetos
- Instrumentos
- Procedimiento
- Resultados
- Discusión y conclusiones
- Referencias

Si se analiza la secuencia de pasos, se observa que el paso determinante es la formulación de la hipótesis. La historia ha mostrado cómo la formulación de hipótesis falsas puede llevar a retrasos en el avance de la ciencia; por ejemplo, la hipótesis de la transmutación de los metales es falsa.

Ahora bien, aunque éstas sean las etapas ideales en el método científico, no siempre es posible llevar a cabo una investigación que cumpla fielmente con todas ellas.

Lecturas de reflexión



¿Por qué se dice que alguien está "como agua para chocolate"?

Muchas frases de uso común en química se emplean también para expresar ideas o situaciones cotidianas.

Bernal Díaz del Castillo (historiador) menciona que en el palacio del emperador azteca, Moctezuma, se preparaba chocolate con cacao, se endulzaba con miel y se aromatizaba con vainilla. Un buen chocolate se prepara con agua hirviendo. Es así que, decir que alguien está "como agua para chocolate", equivale a decir que hierve de ira o de indignación. Decir que alguien recibió "una sopa de su propio chocolate", quiere decir que el aludido fue sorprendido o engañado con las artimañas que el mismo utilizó.

Figura 1.32



Esquema de la descomposición de la luz. Este experimento conduce a la reproducción del arco iris.

Ejemplo de las etapas del método científico con un problema sencillo.

a) **Observación:** Aparición del arco iris después de la lluvia.

b) **Problema:** ¿A qué se debe la aparición del arco iris?

c) **Formulación de la hipótesis:** El arco iris es la descomposición de la luz blanca por las gotas de lluvia.

d) **Objetivo:** Comprobación de la hipótesis por medio de la reproducción de un fenómeno natural en el laboratorio.

e) **Diseño del experimento:** Se simula la luz solar con un foco de luz blanca y las gotas de lluvia con un prisma. Se alinean ambos objetos hasta encontrar las condiciones de distancia e intensidad que reproduzcan el fenómeno natural.

f) **Realización del experimento:** Se ubica la fuente luminosa a una distancia dada del prisma y se gira sobre su eje hasta obtener el mejor arco iris artificial; se tienen dos variables:

A) La distancia del foco al prisma

B) El ángulo de incidencia de la luz sobre la superficie del prisma

g) **Obtención y manejo de resultados:** La posición de la fuente luminosa se fija y se procede a acercar y alejar el prisma (variable A), y a guiarlo (variable B) hasta encontrar la mejor proyección del arco iris sobre la pantalla colocada para este fin.

h) **Conclusiones (emisión de una teoría en un caso dado):** La luz visible está compuesta por la serie espectral de colores correspondientes a la región visible del espectro electromagnético. Los resultados que se obtienen de un experimento como éste pueden ir más allá del objetivo que se busca, que es la comprobación de la hipótesis por la reproducción de un fenómeno natural, ya que además es posible conocer los colores que forman la luz blanca y su orden entre sí.

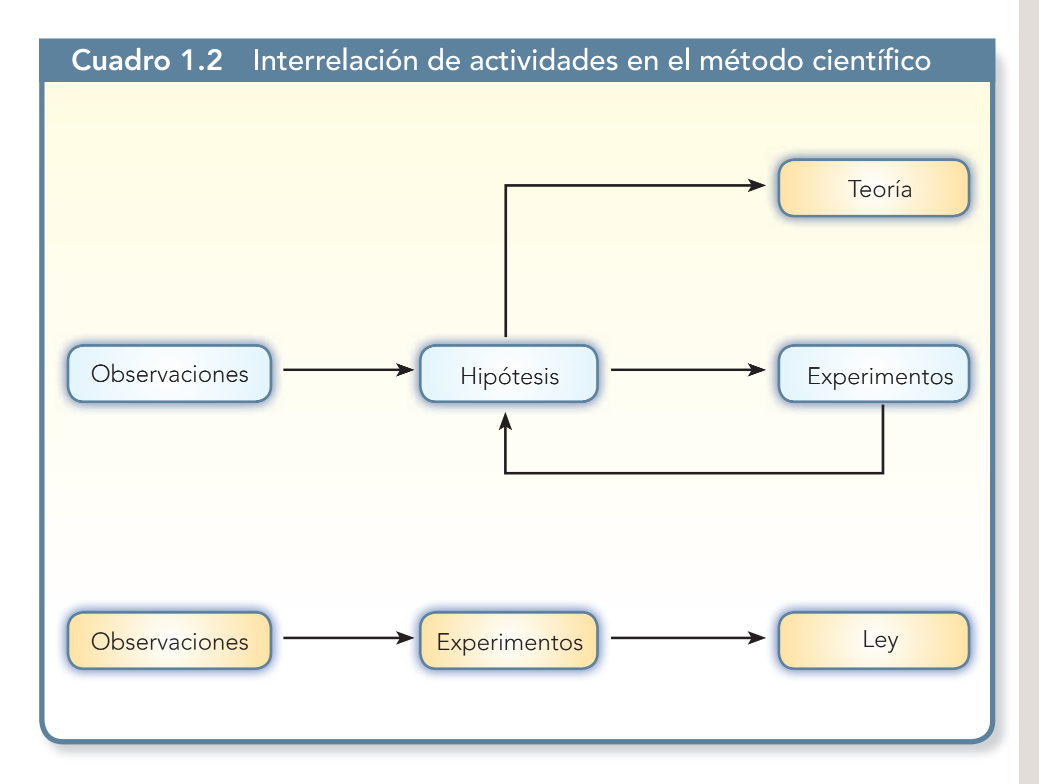
Cuando las observaciones llevan implícito un problema más complejo, entonces los puntos *b*) y *d*) contendrán respectivamente diversos problemas y objetivos, y los resultados llevarán a la comprobación o negación de las hipótesis correspondientes.

La química, como la mayoría de las ciencias, pertenece a las ciencias factuales, que se basan en hechos observables, experimentación y comprobación, siguiendo los pasos del método científico.

Otro producto de la investigación científica es la **ley científica**. Una ley científica es un enunciado preciso, que resume los resultados de una amplia variedad de observaciones y experimentos. Una ley científica es diferente a una teoría, ya que esta última no sólo describe el fenómeno natural sino que, además, intenta explicarlo. Las leyes científicas a menudo se expresan con simples relaciones matemáticas. Su razón de ser corresponde al comportamiento de la naturaleza, por lo que en general no aparecen como obvias de inmediato. Por ejemplo, el enunciado de la Ley de Boyle: "El volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión ejercida sobre él", cumple con este criterio (y se deriva de la teoría cinética de los gases).

A continuación se muestra el esquema de la interrelación de actividades en el método científico:

Cuadro 1.2 Interrelación de actividades en el método científico



Este esquema del método científico muestra cómo las observaciones experimentales nos llevan al desarrollo de hipótesis y teorías. Una ley científica resume los resultados de muchos experimentos, pero no explica el porqué del comportamiento observado; esa es la función de la hipótesis y la teoría.

Es importante mencionar que, aunque los científicos utilizan los mismos hechos científicos, a menudo están en desacuerdo en la forma en que el conocimiento científico debería usarse. Por ejemplo, un químico puede crear un nuevo producto para su uso como pesticida, mientras que otro apunta los peligros (sobre todo ecológicos o ambientales) del mismo.

A continuación se presentan cuatro problemas para que realices una investigación en química, aplicando el método científico experimental.

- **Problema 1.** Enciende una vela y observa detenidamente: Qué se está quemando? ¿La cera? ¿El pabilo? ¿El aire?
- **Problema 2.** Después de un rato el tamaño de la vela disminuye. ¿Se pierde masa? ¿Hacia dónde se va el calor?

- **Problema 3.** Enciende una vela, colócala en un pequeño plato y cúbrela con un vaso grande. ¿Por qué se apaga si no dejas entrar aire? ¿Por qué se apaga cuando le soplas con fuerza?
- **Problema 4.** Repite el experimento anterior, pero ahora coloca la vela en un plato con agua. ¿Por qué al apagar la vela sube el nivel del líquido dentro del vaso?

Problemas 1 y 2



Problema 3



Problema 4



Selecciona 1 de los 4 problemas anteriores y, para resolver el que hayas elegido, realiza cada uno de los pasos que se indican a continuación. Recuerda que no hay un método único y no en todas las investigaciones se aplican todos los pasos.

Paso 1. Delimitación del problema: De los cuatro problemas anteriores selecciona uno y anótalo en tu cuaderno.

Paso 2. Formulación de la hipótesis: Después de tu observación, establece una hipótesis que responda las preguntas que se te hacen en el planteamiento del problema seleccionado.

Paso 3. Diseño del experimento: En el problema seleccionado se indica el procedimiento para que experimentes y puedas comprobar tu hipótesis.

Paso 4. Obtención de resultados: Al realizar el experimento, anota los resultados que obtengas al observar detenidamente lo que ocurre durante el mismo.

Paso 5. Conclusiones: Analiza los resultados obtenidos y emite las conclusiones correspondientes.

Paso 6. Informe: Comunica las conclusiones obtenidas mediante un informe por escrito.

Evaluación formativa

Investiga qué producto se obtiene al fermentarse cada una de las siguientes sustancias:

a) Uva: ______

b) Manzana: ______

c) Piña: ______

d) Leche: ______

e) Aguamiel: ______

Evaluación formativa

Investiga cuáles son los olores más comunes que se detectan al visitar los siguientes lugares:

a) Tienda de abarrotes: ____________________

b) Reparadora de calzado: ____________________

c) Lavandería: ____________________

d) Tintorería: ____________________

e) Hospital: ____________________

f) Alberca: ____________________

g) Consultorio dental: ____________________

h) Mercado: ____________________

i) Estadio de futbol: ____________________

j) Cine: ____________________

Actividad experimental

Reúnete con 2 o 3 de tus compañeros o compañeras y realicen la siguiente actividad experimental en casa. Sigan las instrucciones, contesten las preguntas correspondientes y elaboren un informe escrito en el que analicen los resultados y presenten las conclusiones. Comparen sus respuestas con las de otros compañeros de grupo.

Combustión de una vela

Propósito

Identificar los componentes de una combustión

Materiales

– Un frasco de 10 cm de altura aproximadamente con su tapa.
– Una vela de 5 cm de altura.
– Cerillos o encendedor.

Procedimiento

1. Fijen la vela sobre la tapa del vaso, dejando escurrir un poco de cera.
2. Tapen la vela encendida con el frasco; observen lo que ocurre y contesten.

¿Qué sucede al tapar la vela dentro del frasco? ____________________

¿Qué se quema al estar encendida la vela? ____________________

¿Cuál sustancia es el combustible? ____________________

¿Cuál sustancia es el comburente? ____________________

(*Continúa*)

Actividad experimental

(Continuación)

Anoten sus conclusiones destacando la importancia que tiene esta aplicación del conocimiento en la vida cotidiana:

____

____

____

____

Actividad experimental

Reúnete con 2 o 3 de tus compañeros o compañeras y realicen la siguiente actividad experimental en casa. Sigan las instrucciones, contesten las preguntas correspondientes y elaboren un informe escrito en el que analicen los resultados y presenten las conclusiones. Comparen sus respuestas con las de otros compañeros de grupo.

Elaboración de una pelota de hule

Propósito

Obtener un producto de origen sintético

Materiales

- 50 g de borax.
- 50 mL de agua caliente.
- Pegamento blanco.
- 2 vasos de precipitados.
- Un agitador.
- Una cuchara.

Procedimiento

1. En un vaso de precipitados viertan una cucharada de borax y cinco de agua caliente. Mezclen perfectamente con el agitador.
2. Agreguen dos cucharadas de pegamento y con las dos manos dénle forma esférica.

¿Qué observan? ____

____

____

____

¿De qué tipo de material es la pelota? ____

¿Por qué? ____

____

¿Qué pasa si cambian las cantidades de borax y pegamento que antes se usaron a fin de elaborar otra pelota? ____

Háganlo y registren la diferencia con la anterior: ____

____

Anoten sus conclusiones y describan el impacto que tiene en el medio ambiente el mal uso de los productos de origen sintético:

____

____

____

____

Evaluación formativa

1. La expectativa de vida de un ciudadano mexicano en la actualidad es de 70 años. Hace 18 años era de 56 años. En tu opinión, ¿a qué se debe este espectacular incremento en la edad de vida de los mexicanos? Explica tu respuesta.

____

____

____

2. En una revista científica aparece un artículo del doctor "X", en el que se menciona que encontró un remedio para curar la diabetes. El remedio es un extracto de zanahoria. ¿Cómo clasificarías este artículo?

a) Hecho *b*) Teoría *c*) Hipótesis *d*) Mentira

____

3. Investiga qué tipo de profesionales del área de la química son requeridos por las industrias que están localizadas cerca de tu comunidad. Anota el nombre de la industria y el profesional requerido.

____

4. ¿Cuál es el papel de la ciencia en la toma de decisiones relacionadas con el ambiente?

____

5. ¿Cuál es el objetivo principal del trabajo de los químicos?

____

6. Consulta en el empaque o envase de los productos que se enlistan la información nutrimental que presenta cada uno en relación con el contenido energético, las proteínas, los carbohidratos, las grasas y las vitaminas. Complétalo, contesta las preguntas y elabora un informe escrito en el que muestres los resultados y presentes tus conclusiones.

a) Hojuelas de trigo integral ______________________

b) Jugo de fruta ______________________

c) Leche evaporada ______________________

d) Yogur ______________________

e) Queso ______________________

f) Jamón ______________________

¿Qué importancia tiene para ti la información nutrimental de un producto?

____

____

____

¿Cómo puedes mejorar tu rendimiento físico?______________________

____

¿Qué tipo de información nutrimental te agradó más?______________________

____

(*Continúa*)

Evaluación formativa (*continuación*)

7. Según tu opinión, ¿por qué es importante estudiar química?

____

____

8. Cita el lugar de la casa donde se presenta el mayor número de transformaciones químicas diariamente. ______________________

9. ¿De qué sustancias químicas están constituidos principalmente los seres vivos? Menciona la importancia que tiene esta información en nuestra vida cotidiana.

____

____

10. Escribe cinco materiales que se pueden reciclar, ejemplifica con casos reales los productos que surgen como parte del reciclaje.

a) ____

b) ____

c) ____

d) ____

e) ____

1.0 LA ENERGÍA, LA MATERIA Y EL CAMBIO

¿Por qué tienes que estudiar química? ¿Consideras que tienes una cultura química suficiente? ¿De qué están constituidas todas las sustancias que nos rodean? ¿Cuál es la fuerza vital que necesitan las sustancias para realizar un trabajo? ¿Qué contienen las sustancias que utilizas como el jabón, los perfumes o los alimentos que consumes? ¿Qué significa que hay química entre dos personas? ¿Por qué el hielo flota en el agua? ¿Cómo demostrarías que el hielo pesa menos que el agua? ¿Por qué te sientes decaído cuando no has comido durante un periodo largo? ¿Cómo te beneficia el conocimiento de los compuestos bioquímicos? ¿Qué efecto producen en tu organismo el té negro y el café? ¿De qué material principal está construida tu casa? ¿Para ti qué significa la frase "como agua para chocolate"? ¿Cómo evitarías que las manzanas que se han pelado o cortado en rodajas se oxiden? ¿Para qué sirven los antibióticos? ¿Cuál es la diferencia entre un material renovable y otro que no lo es? ¿Cuáles son las principales fuentes de energía que nos proporciona la naturaleza?

Desde el momento en que somos concebidos hasta que morimos, entramos en contacto con el mundo que nos rodea. Observa a tu alrededor y verás un sinfín de materiales como la ropa que traes puesta, los balones que usas para jugar, los muebles de tu casa, el olor que se desprende de la cocina cuando se guisan los alimentos o los olores agradables que se perciben al aplicarse un perfume agradable.

Si tu maestro o maestra de ciencias hace la siguiente pregunta: "¿Por qué los perros nos ladran o muerden cuando les tenemos miedo?"

¿Qué contestarías tú?

____

____

¿A qué se debe lo anterior?

____

____

Al observar las cosas y los acontecimientos que ocurren a nuestro alrededor nos preguntamos, ¿qué contienen las sustancias que utilizamos, como el jabón, los perfumes o los alimentos que se consumen? ¿De qué están hechos el papel, el plástico, el hule, el vidrio, entre otros? Es posible contestar: "las cosas están hechas de elementos, compuestos y mezclas", o en una sola palabra: **materia**, que se define como *todo aquello que presenta una resistencia al cambio de movimiento y está formada de partículas* (átomos o moléculas), y está íntimamente ligada con la **energía**, la cual se define como *la capacidad que tienen las sustancias para realizar un trabajo.*

La química es la ciencia que estudia la estructura y las propiedades de la materia y sus transformaciones; es fundamental para el ser humano, ya que se aplica en todo lo que le rodea; por ejemplo, en el lápiz que se utiliza, en las páginas de este libro o de un cuaderno, en el bolígrafo, en el perfume o en la loción que se usa; en la ropa, los zapatos; los alimentos; en fin, en todo.

Utilizamos todos nuestros sentidos (la vista, el oído, el gusto, el olfato y el tacto) para percibir los objetos que tenemos a nuestro alcance, y la química interviene en los cambios internos y externos que se realizan en nuestro organismo y a nuestro alrededor. El hombre se beneficia de las aplicaciones prácticas de la química; la vida moderna no sería tan cómoda si no se contara con la tecnología que proporciona esta ciencia. Por ejemplo, en unión con la física (en el diseño de circuitos electrónicos) los químicos han desarrollado nuevos materiales, como los plásticos de alta durabilidad, que permiten un amplio uso de los teléfonos celulares, o los radiotransmisores que han revolucionado la comunicación; o con los televisores portátiles, las computadoras personales, entre otras cosas.

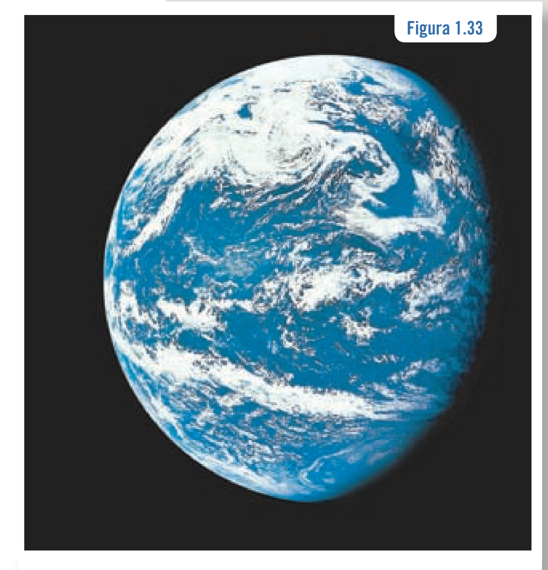


Figura 1.33

Todo lo acontecido en el planeta Tierra, es estudiado por la Química.

Los polímeros (compuestos químicos derivados del petróleo) han revolucionado la industria automotriz; por ejemplo, la carrocería de los automóviles es de resina poliéster (un tipo de polímero) reforzada con fibra de vidrio, y lleva pintura aplicada con bicapa que los hace más atractivos. Por dentro tienen accesorios de lujo, clima para regular la temperatura y reproductor de discos compactos de gran fidelidad; cuentan también con mayores dispositivos de seguridad.

Por tanto, la **química** es *la ciencia que estudia los materiales que constituyen el universo, su composición, su estructura, sus propiedades, los cambios que sufren y su relación con la energía.*

1.1 Energía, motor de la humanidad

La energía en sus diversas manifestaciones, como la electricidad, es fundamental para el desarrollo de las actividades de la civilización actual. Al girar la llave para encender un automóvil, se inicia una reacción química en la batería que genera un flujo de corriente eléctrica, lo que aprovecha para que se active el motor. Después de esto, un aparato llamado "alternador" captura el flujo de corriente y envía la electricidad de vuelta a la batería, lo que regenera las sustancias originales. La electricidad es una forma de energía que implica un flujo de electrones. La batería, por tanto, transforma la energía química directamente en energía eléctrica. También hay otras reacciones como la combustión, la degradación y el metabolismo, en las que se necesita un flujo o intercambio de electrones.

El hombre ha utilizado desde tiempos remotos las reacciones químicas para producir energía; desde las más rudimentarias, de combustión de madera o carbón, hasta las más sofisticadas, que tienen lugar en los motores de los aviones modernos, las naves espaciales, las lanchas muy rápidas y los automóviles de carreras. Las reacciones químicas, pues, van acompañadas de un desprendimiento y, en otros casos, de una absorción de energía. Las reacciones químicas ocurren junto con una variación de energía que suele manifestarse en forma de calor.



Figura 1.34

Las combustiones implican una gran liberación de energía.

1.1.1 Noción de energía

Esta manifestación de la materia es muy importante en las transformaciones químicas, ya que siempre se producen cambios en el tipo y la cantidad de energía. La **energía** se define como *la capacidad de producir un trabajo, donde trabajo significa el desplazamiento de una masa en contra de una fuerza. Actualmente la energía es considerada como el principio de actividad interna de la masa.*

Lo anterior explica, por ejemplo, la luz y el calor desprendidos en la combustión de la madera o del papel.

1.1.2 Energía potencial y cinética

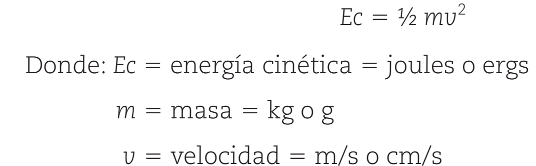
Desde la óptica de la física clásica, la energía se puede estudiar en sus dos principales manifestaciones la **cinética** (Ec) y la **potencial** (Ep).



Figura 1.35

Energía cinética. $Ec = ½ mv^2$. A mayor velocidad y masa, la energía cinética es mayor.

La **energía cinética** *es aquella que poseen los cuerpos en movimiento, o bien, es la energía de una partícula en virtud de su velocidad*. Su expresión matemática es:



$$Ec = ½ mv^2$$

Donde: Ec = energía cinética = joules o ergs

m = masa = kg o g

v = velocidad = m/s o cm/s



Figura 1.36

La energía cinética es una característica de los cuerpos en movimiento.

La **energía potencial** *es la que tiene una partícula debido a su posición dentro de un campo de fuerzas eléctricas, magnéticas o gravitacionales.*

El agua de una presa, un resorte comprimido, una batería o pila y los alimentos, son ejemplos de sistemas que poseen energía potencial.

En un campo de fuerza gravitacional la energía potencial se expresa matemáticamente por la relación:

$$Ep = mgh$$

Ep = energía potencial = joules o ergs

m = masa = kg o g

g = aceleración de la gravedad = m/s^2 o cm/s^2

h = altura = m

Figura 1.37

El agua almacenada en una presa posee energía potencial.

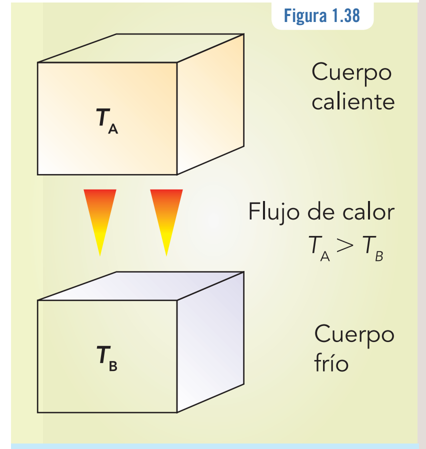
Por ejemplo, el agua almacenada en una presa tiene energía potencial y, en el momento en que se abra la compuerta, dicha energía se transformará en energía cinética conforme el agua cae. Esta energía es tan poderosa que es capaz de mover una turbina y transformarse en energía mecánica; la turbina genera electricidad y ésta suministra luz al encender un foco, o calor si utilizamos un calentador.

Estos tipos de energía también son susceptibles de transformarse. Cuando un clavadista se arroja de un trampolín, su energía potencial se convierte en cinética; lo mismo ocurre con el resorte de un reloj, que tiene energía potencial acumulada misma que gradualmente se convertirá en el movimiento de las agujas.

La energía potencial que se acumula al estirar la cuerda del arco y luego se transforma en el movimiento de la flecha, puede medirse en kilográmetros (cuando se inventaron las primeras máquinas se consideraba que el trabajo de un caballo equivalía a 75 kilográmetros, es decir, la capacidad de levantar 75 kg de peso cada segundo, de ahí que la unidad llamada HP o caballo de fuerza valga 75 kilográmetros), pero las otras formas de energía tienen unidades diferentes.

1.1.3 Transferencia y transformación de la energía

En la transferencia y transformación de la energía, se presentan dos conceptos necesarios para que ésta se efectúe: el contacto térmico y el equilibrio térmico. El contacto térmico se presenta cuando dos objetos tienen diferentes temperaturas, para que se pueda presentar la modificación de dicha temperatura. Y se habla de equilibrio térmico cuando ya no hay posibilidad de modificar la temperatura de cada uno de ellos. La existencia de este equilibrio mutuo es una ley fundamental de la termodinámica: la ley cero. Es importante señalar que el calor sólo fluye de un cuerpo con mayor temperatura a uno con menor temperatura.



El calor sólo fluye de un cuerpo con mayor temperatura a uno con menor temperatura

El calor fluirá del cuerpo *A* hacia el *B*, si la temperatura es mayor en "A", hasta que se alcance el equilibrio térmico (misma temperatura).

La temperatura se define como aquella variable termodinámica que mide el calor. O también se puede definir como *una medida de la energía cinética promedio de las moléculas*. Los termómetros son los instrumentos que definen y miden la temperatura. El más conocido es el de mercurio. Hay tres escalas de temperatura que se usan con mayor frecuencia: Celsius (°C), Fahrenheit (°F) y Kelvin (K) también llamada absoluta.

En la escala Celsius, el punto de congelación del agua es 0, y el punto de ebullición es 100. Cada división recibe el nombre grado.

En la escala Fahrenheit, el punto de congelación es de 32 y el punto de ebullición es 212. Hay 180 divisiones. Por tanto, la relación entre las escalas Celsius y Fahrenheit es entonces:

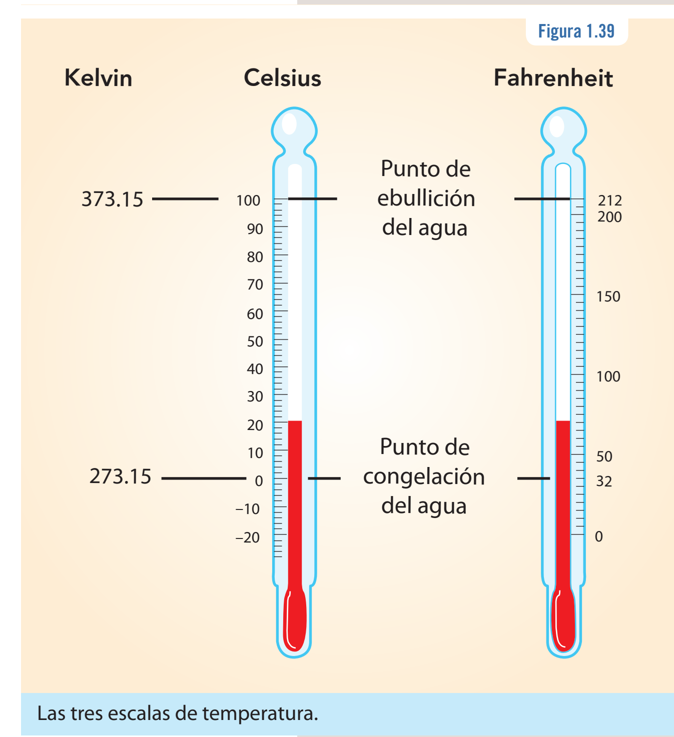
$$°F = 1.8\ °C + 32$$
$$°C = °F - 32 / 1.8$$

La escala Kelvin (K) tiene sus grados del mismo tamaño que la escala Celsius; como referencia, se observa que el punto triple del agua, corresponde a la temperatura en que se encuentran en equilibrio, en un recipiente cerrado, el hielo, el agua y su vapor. Este punto se encuentra a los 273.16 K y es igual a .01 °C. Por tanto, para convertir Celsius a Kelvin, simplemente se suma 273.15.

$$K = °C + 273.15$$

Derivado de lo anterior en donde se presentan cambios de temperatura en los cuerpos o sistemas, en la naturaleza tenemos algunas manifestaciones energéticas como las siguientes:

- Energía calorífica
- Energía mecánica
- Energía química
- Energía por biomasa
- Energía solar
- Energía eléctrica



Las tres escalas de temperatura.

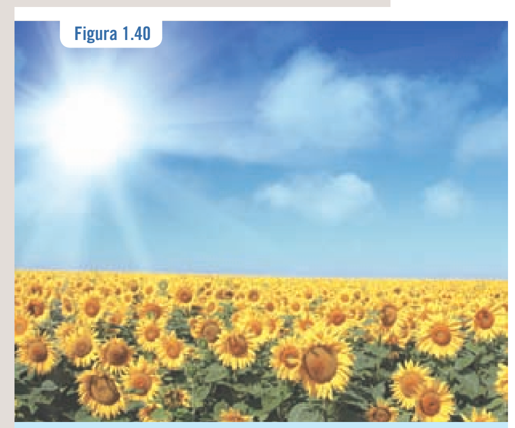

Figura 1.40
La energía calorífica es fundamental en el cultivo de los vegetales.


Figura 1.41
Poste con panel de celdas solares.

- Energía hidráulica
- Energía luminosa
- Energía eólica
- Energía térmica o calorífica
- Energía atómica o nuclear
- Energía geodésica

Energía calorífica

Dentro de las manifestaciones energéticas, la **energía calorífica** es una de las más importantes, no sólo porque los demás tipos pueden transformarse y ser medibles como calor, sino porque tiene gran trascendencia en las reacciones químicas.

El calor se mide en calorías, kilocalorías y BTU (*British Thermal Unit*); también en otras unidades equivalentes (Kilojoules, Kj). A manera de definición, podemos decir que el *calor es un tipo de energía de manifestación electromagnética, que está en función de la suma de la energía cinética de las partículas.*

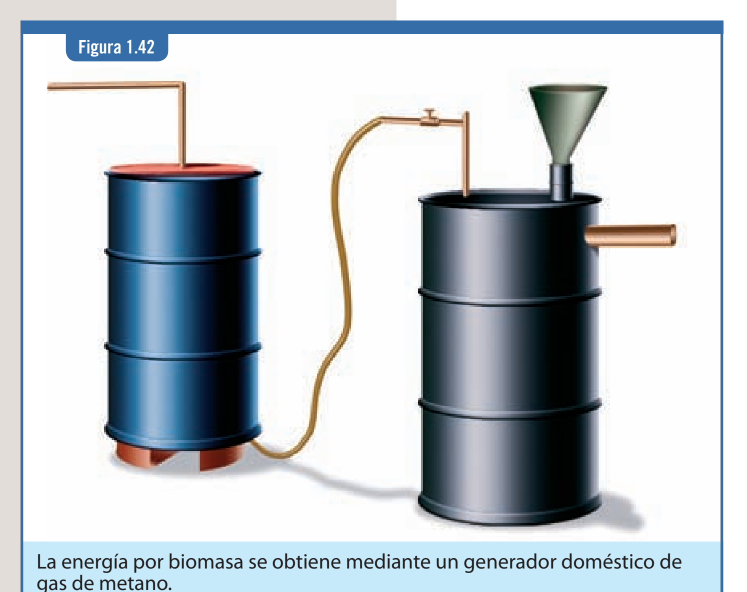
Energía luminosa

También es importante mencionar la **energía luminosa,** ya que sin luz la visión no sería posible. El estudio del comportamiento dual de la luz sirvió de base para comprender y desarrollar la teoría atómica actual.

La luz es un tipo de radiación electromagnética que presenta fenómenos de onda como la reflexión, la refracción, la difracción y la interferencia. Como partícula, la luz ejerce presión y este comportamiento se demuestra con el efecto fotoeléctrico.

En México, las principales fuentes energéticas son: el petróleo, que proporciona hidrocarburos, y la energía eléctrica, que proviene de enormes complejos termoeléctricos e hidroeléctricos. En un futuro se aprovechará la energía solar y la nuclear, así como por biomasa.

Nuestro país cuenta con días soleados la mayor parte del año, por lo que se han desarrollado varios prototipos de equipos que utilizan energía solar, que en un futuro cercano podrá ser aprovechada cada vez más y mejor. También contamos con yacimientos importantes de uranio, cuya energía atómica o nuclear podría emplearse para suministrar calor y electricidad. Actualmente se hacen planes y se estudian proyectos para desarrollar esta aplicación.


Figura 1.42
La energía por biomasa se obtiene mediante un generador doméstico de gas de metano.

Energía por biomasa

La biomasa es toda la materia orgánica que existe en la naturaleza (árboles, arbustos, algas marinas, desechos agrícolas, animales, estiércol, etc.), y es susceptible de transformarse en energía por medio de una fermentación anaerobia (sin aire) y en un recipiente cerrado llamado biodigestor.

A partir de la biomasa se generan combustibles sólidos, gaseosos y líquidos para producir vapor, electricidad y gases. En la actualidad se desarrollan en México varios prototipos que aplican estos principios.

El uso de la energía debe ser debidamente canalizado y aprovechado, ya que muchos materiales que ahora nos proporcionan energía no son renovables; es decir, no se pueden producir de manera artificial.

Con el paso del tiempo y por el consumo excesivo, estos materiales se agotarán y, si no se buscan y aplican otras fuentes de energía, el avance de la humanidad

podría detenerse, lo cual nos haría retroceder a tiempos en que no existían productos elaborados, combustibles, y más.

El rendimiento de conversión por fotosíntesis (proceso por medio del cual los vegetales transforman la energía solar en energía química) es bajo —no sobrepasa 1% en promedio— pero la energía recuperable en una selva no es despreciable: equivale, aproximadamente, a 4 toneladas de petróleo por hectárea y por año.


Figura 1.43
Proceso de la fotosíntesis.

Energía eólica

La energía **eólica** es la energía del viento, y se ha utilizado desde tiempos remotos para aplicaciones muy diversas: molino de viento, molienda de granos para convertirlos en harina y bombeo de agua para los sembradíos. El inconveniente de esta fuente de energía proviene de la irregularidad del viento en cuanto a fuerza y dirección. Además, plantea el difícil problema del almacenamiento. En Suecia, se realiza la producción masiva de electricidad en forma de una cadena costera de grandes aerogeneradores acoplados al bombeo de agua de los lagos, con el fin de resolver el problema del almacenamiento. Aun en los casos más favorables, el precio del KWh eólico sigue siendo mayor que el KWh nuclear, por un factor comprendido entre 3 y 4.

En la isla de Ouessant, Francia, se tiene un aerogenerador, con una torre de 30 m de altura, una hélice de dos aspas de aluminio, 18 m de diámetro y cuyo eje es horizontal. La potencia de este aerogenerador es de 100 kW, o sea, de una potencia media.


Figura 1.44
La energía eólica se utiliza con frecuencia en el campo para mover los molinos.

Energía nuclear

La energía **nuclear** se obtiene cuando el núcleo de uranio se divide en dos; en el transcurso de un proceso de fisión, la energía producida es de 200 millones de electronvoltios (200 Mev). El origen de dicha energía se basa en el hecho de que los nucleones (protones o neutrones) están mejor ligados en el núcleo de estaño (8.5 MeV por nucleón) que en el del uranio (7.5 MeV por nucleón).

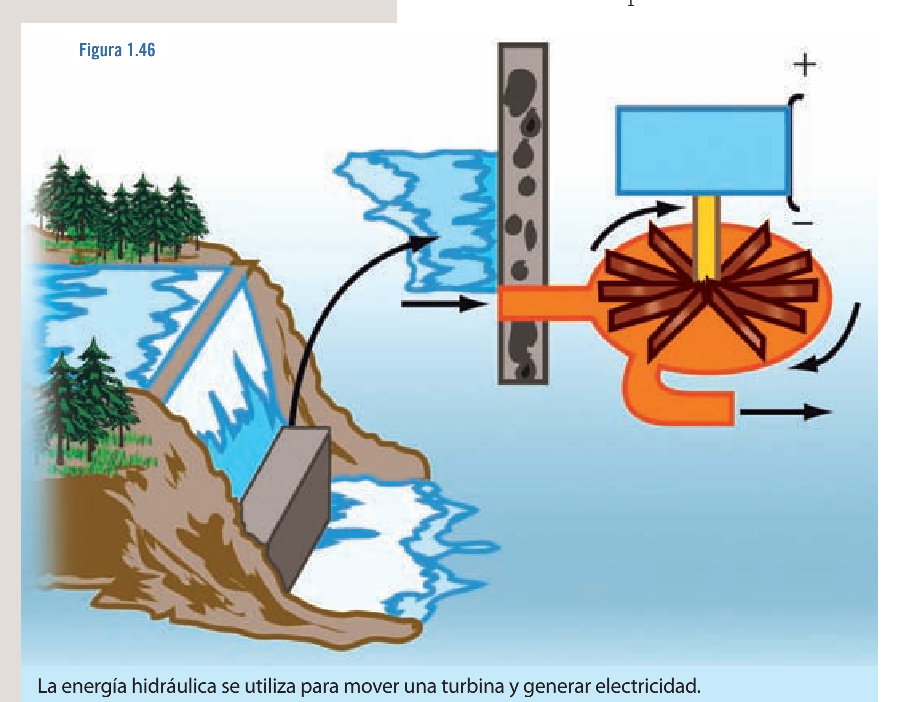
El calor creado en el reactor por la fisión del uranio (U) se utiliza para vaporizar el agua que circula alrededor. El vapor de agua bajo presión es conducido hacia una


Figura 1.45
Planta de energía nuclear.

turbina para que ponga en marcha su hélice; esta energía mecánica se transforma después en energía eléctrica por medio de un alternador. El principio de las plantas termoeléctricas es el mismo, al igual que las turbinas; sólo el combustible es diferente. En ambos casos se produce vapor a temperaturas de 400 a 500 °C y a una presión de 150 atmósferas.

Es conveniente señalar, antes que nada, que México depende fundamentalmente de los hidrocarburos para satisfacer sus necesidades de energéticos, y casi en su totalidad del petróleo y el gas natural (87.55%), mientras que el carbón ocupa un lugar inferior en el balance energético (5.25%). El consumo de energía en México, además, ha crecido a una tasa anual media de 7%, lo que significa que el consumo de energía se duplica cada 10 años. Se calculaba que para el año 2000, el consumo de energía sería de 3500 × 10^{12} kilocalorías. Habría que tomar en cuenta de población y, si en el año 2000 hubo 120 millones de habitantes, el consumo de energía por habitante sería de 29.17 × 10^{6} kcal/hab. Sin embargo, todos estos cálculos son suposiciones y se renuevan cada día, pero sería posible afirmar, sin embargo, que México podría satisfacer sus necesidades energéticas hasta el fin de siglo con sus reservas actuales. El problema surgiría si, debido a su situación privilegiada de exportador de petróleo, una actitud de confianza excesiva lo hiciera desentenderse de los problemas que se presentarán inevitablemente cuando el petróleo se acabe.

Figura 1.46



La energía hidráulica se utiliza para mover una turbina y generar electricidad.

Energía hidráulica

Se denomina así a la energía que se obtiene a partir del agua y es una fuente de energía renovable, ya que el agua circula por la hidrósfera, movida por la energía que recibimos del Sol.

El agua retenida en la presa posee energía potencial y, cuando cae, la energía potencial del agua se convierte en energía cinética, la cual se aprovecha para mover una turbina que, a su vez, mueve un alternador, lo que permite obtener electricidad.

Evaluación formativa

En una lámpara de baterías los cambios de energía que se presentan son:

a) Eléctrica, calorífica, cinética, luminosa.

b) Química, eléctrica, calorífica, luminosa.

c) Potencial, calorífica, luminosa.

d) Química, cinética, luminosa, calorífica

1.1.4 Trabajo, calor y temperatura

Como se mencionó antes en el concepto físico de energía, como la capacidad de un sistema para desarrollar trabajo, si un sistema posee mucha energía, digamos, un resorte comprimido o un acumulador nuevo, desarrollará mucho trabajo. Hay

dos tipos de sistemas en termodinámica: abierto y cerrado. En el sistema abierto se presenta un intercambio de masa y energía con el exterior; por ejemplo, en el tanque de gasolina de un automóvil es posible aumentar o disminuir la energía al llenar o vaciar el tanque. Cuando el sistema está aislado o cerrado, se puede intercambiar calor con el exterior, pero no masa; es decir, no cargaríamos con combustible el tanque.

La energía interna es una propiedad de estado que depende de únicamente de los estados inicial y final. Para cambiar la energía interna de un sistema es necesario calentarlo o enfriarlo. El calor (q) es una transferencia de energía térmica que se presenta entre un sistema y sus alrededores. Matemáticamente se puede expresar con la siguiente ecuación:

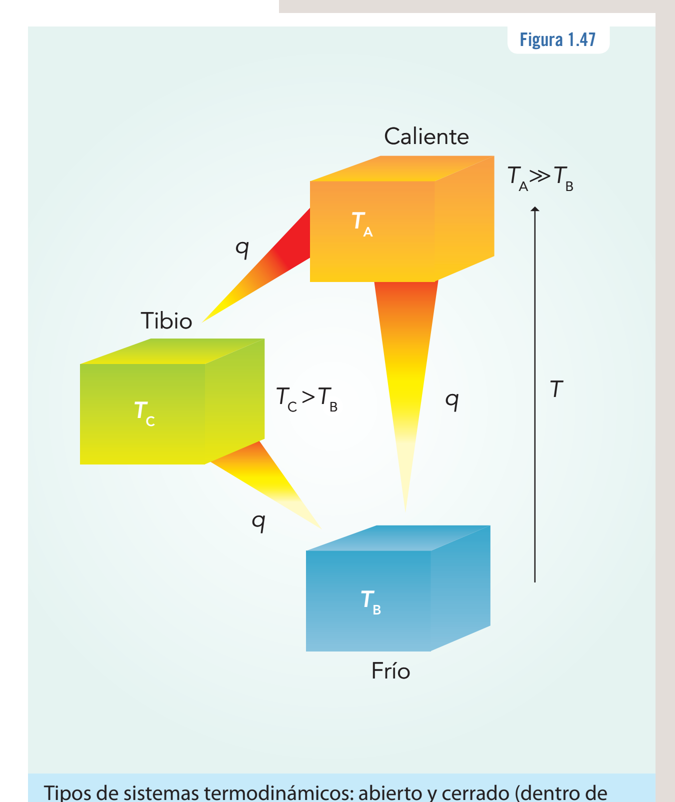
$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}}$$

Si ΔE es positivo, significa que se proporciona o suministra energía o trabajo, por ejemplo, al añadir calor a un recipiente con agua, o al dar cuerda a un reloj (por el trabajo que se realiza al enrollar el resorte del mismo).

Si ΔE es negativo, significa que se desprende energía o trabajo del sistema; por ejemplo, cuando el agua se enfría o el resorte se desenrolla.

Hay dos formas de aumentar la energía interna de un sistema cerrado: calentarlo o efectuar un trabajo sobre él.

Por tanto, cuando suministramos energía haciendo trabajo (w) sobre el sistema y aplicando calor (q), el cambio total de energía interna (ΔE) es:



Tipos de sistemas termodinámicos: abierto y cerrado (dentro de éste se ubica el sistema aislado).

Cambio de energía interna = energía aplicada por calentamiento + energía aplicada por trabajo.

Matemáticamente: $\Delta E = q + w$

En donde: ΔE = cambio en energía del sistema, desde un estado inicial hasta un estado final (joules)

q = calor (joules)

w = trabajo (joules)

En los siglos XVII y XVIII, los mundos de la química y la física parecían bien delimitados. La química era el estudio de los cambios que implicaban alteraciones en la estructura molecular, mientras que la física estudiaba aquellos que no implicaban dichas alteraciones.

En la primera parte del siglo XIX, mientras Davy se ocupaba en alterar la ordenación molecular de los compuestos inorgánicos, y Berthelot lo hacía con los compuestos orgánicos, los físicos estudiaban el flujo de calor.

Al estudio del flujo de calor se le denominó "termodinámica" ("movimiento de calor"); en ese campo sobresalieron el físico inglés, James Prescott Joule (1818-1889), y los físicos alemanes, Julius Robert von Mayer (1814-1878) y Herman Ludwig Ferdinand von Helmholtz (1821-1894).

En la década de 1840, el trabajo de esos investigadores puso en claro que en los cambios ocurridos por el calor y otras formas de energía, ésta no se destruye ni se crea. Este principio se llamó "Ley de la conservación de la energía", o primer principio de la termodinámica.

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

Pirotecnia

La pólvora es una mezcla de carbono, azufre, una sal formada por perclorato de potasio y otros componentes. Es un poderoso oxidante que al reaccionar con los demás componentes de la mezcla produce diversos óxidos, todos ellos gaseosos. Si la reacción iniciada por la mecha se lleva a cabo en un espacio cerrado, se produce una explosión debido a la rápida formación de los gases. Sin embargo, si existe un pequeño orificio, los productos gaseosos escapan por él e impulsan al conjunto, formando un cohete pirotécnico.

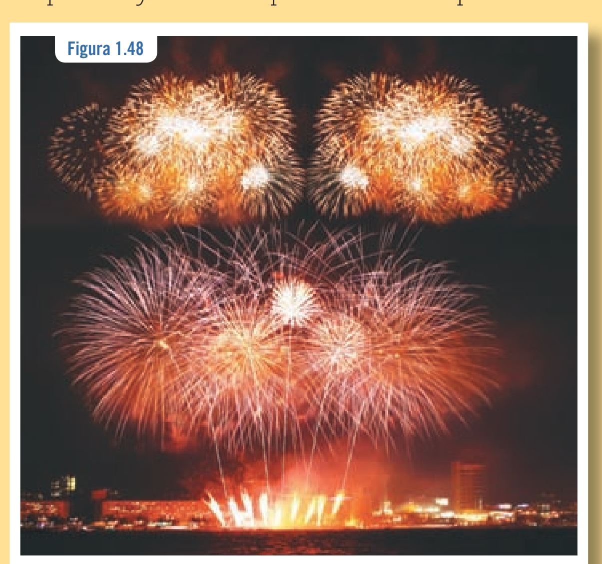


Figura 1.48

El espectáculo de las luces producido por los fuegos artificiales se debe a la presencia de diversos compuestos químicos. Requiere un manejo muy cuidadoso, tanto en su elaboración, como al encenderlos. ►

El trasbordador espacial estadounidense utiliza el mismo principio para ponerse en órbita, aunque en este caso cada despegue requiere 750 kg de oxidante. Si a la pólvora se añaden determinados metales o compuestos de dichos metales, se producen explosiones de varios colores:

Color de los efectos emitidos por los fuegos artificiales

Efecto	Sustancias que lo producen
Luz roja	Nitrato, cloruro o carbonato de estroncio
Luz verde	Nitrato, clorato o cloruro de bario
Luz azul	Carbonato, sulfato y óxido de cobre(II), cloruro de cobre(II)
Luz amarilla	Sodio, oxalato de sodio o criolita
Luz blanca	Magnesio
Humo blanco	Mezcla de nitrato de potasio y azufre
Humo de colores	Mezcla de clorato de potasio, azufre y colorantes
Chispas rojas	Aluminio, magnesio
Chispas blancas	Aluminio, magnesio
Silbato	Benzoato de potasio o salicilato de sodio

Actividad experimental

Fuego sin cerillos o reacciones rápidas de oxidación

Los cerillos son un invento reciente; en la forma en que los conocemos, tienen poco menos de 160 años. Antes de su invención, encender un fuego era todo un problema, ya que se requerían reacciones químicas como las de esta actividad experimental la cual, aunque es espectacular, es poco práctica. Los cerillos funcionan porque:

- Se obtiene gran cantidad de calor al frotar una superficie contra otra, lo que "rompe" un producto químico que libera oxígeno.
- El oxígeno liberado y el atmosférico se combinan con un combustible, como algunos compuestos del fósforo o del azufre.
- La reacción entre los compuestos de fósforo y el oxígeno produce más calor, por lo que se libera más oxígeno.
- Y así sucesivamente.

Procedimiento:

1. Coloca un pedazo de algodón sobre un plato hondo.
2. Agrega un poco de permanganato de potasio.
3. Sobre el permanganato, deja caer 4 o 5 gotas de glicerina. Asegúrate, **¡sin tocarlos!**, que están en contacto.
4. Observa con cuidado qué sucede.
5. Anota tus observaciones y conclusiones.

____

____

____

____

____

____

1.1.5 Ley de la conservación de la energía

Mientras que en la primera parte del siglo XIX, **Davy** se ocupaba de alterar la ordenación molecular de los compuestos inorgánicos y **Berthelot** de alterar la de los compuestos orgánicos, los físicos **Joule**, **Mayer** y **Helmholtz** estudiaban el flujo de calor, al que denominaron *termodinámica* (de las palabras griegas que significan "movimiento de calor"). En 1840 su trabajo puso en claro que en los cambios sufridos por el calor y otras formas de energía, ésta no se destruye ni se crea. A este principio se le llamó la **Ley de la conservación de la energía**, o primer principio de la termodinámica.

En otras palabras: *"La energía no se crea ni se destruye, sólo puede ser convertida de una forma a otra"*.

Sin embargo, es preciso tomar en cuenta que en cada conversión de energía una parte de ella se transforma en energía calorífica o térmica.

Para que se verifique una reacción química, las sustancias participantes pueden liberar o desprender calor al interactuar entre sí, o necesitar calor para reaccionar. *Cuando desprenden calor*

Figura 1.49



La conservación de la energía es fundamental para preservar la vida en el planeta.

se llaman ***exotérmicas***, por ejemplo, cuando se mezcla hidróxido de sodio (NaOH) en agua (H_2O), se libera calor; también en la fotosíntesis, cuando las plantas verdes absorben energía (que proviene de la luz del Sol) para efectuar algunas reacciones químicas. *Cuando absorben calor se llaman* ***endotérmicas***; por ejemplo, el magnesio (Mg) expuesto al Sol no arde directamente, sino que necesita quemarse para que, al arder y formar el óxido de magnesio (MgO), se desprenda una luz blanca intensa, que es bien conocida por todos, ya que ocurre al tomar una foto con flash que nos deslumbra. El foco contiene un poco de magnesio metálico y de oxígeno gaseoso. Una pequeña corriente que pasa por el magnesio inicia la reacción química violenta entre el magnesio y el oxígeno. Aunque esta reacción va acompañada por una liberación de energía en forma de luz y calor, no hay una cantidad detectable de masa que se pierda o se gane en la reacción. En otras palabras, la masa del foco es la misma, antes y después de la reacción.

En 1850, **Clausius** ideó el término **entropía** para designar la proporción entre el calor contenido en un sistema aislado y su temperatura absoluta. Asimismo, demostró que en cualquier cambio espontáneo de energía, la entropía del sistema se incrementa. Este principio se llamó **segunda ley de la termodinámica.**

La entropía en términos comunes, se refiere al grado de desorden que presenta un sistema, de tal manera que a mayor desorden, mayor entropía. Por ejemplo, los seres humanos al morir presentamos el mayor desorden entrópico debido a que perdemos nuestra energía y funciones vitales.

La entropía se representa con la letra S y matemáticamente se representa así:

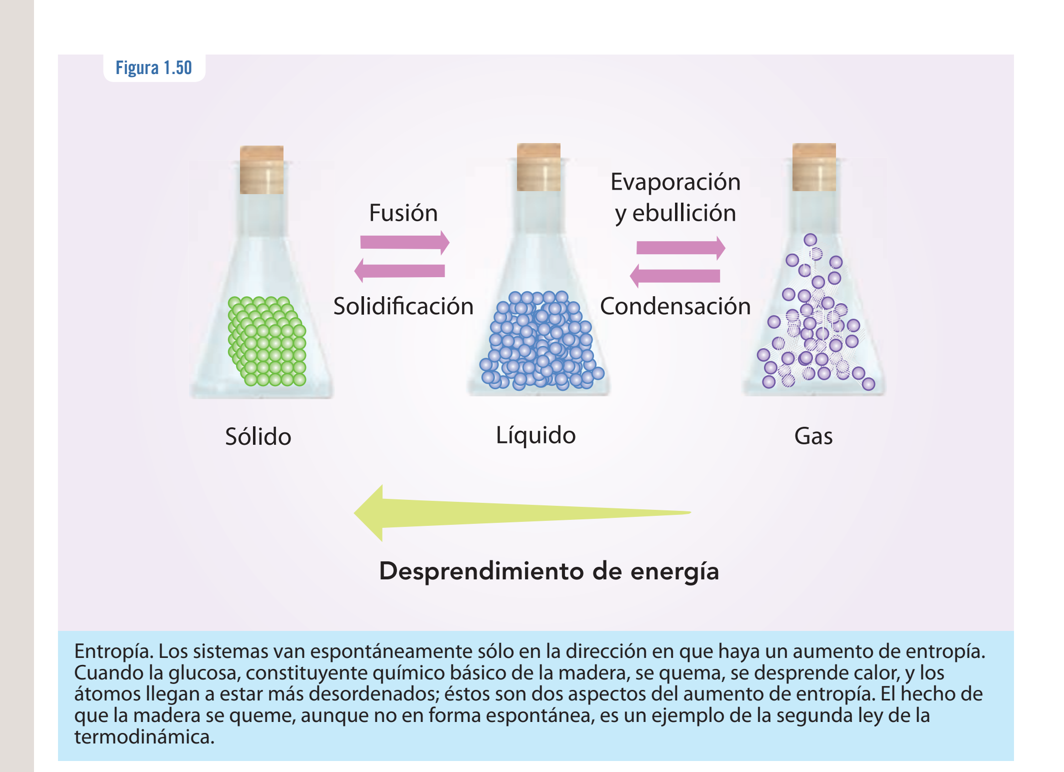
$$\Delta S = \frac{q}{T}$$

$\Delta S = S_{final} - S_{inicial}$ (Kjoules/K)

q = calor absorbido o desprendido por el sistema (Kjoules)

T = Temperatura del sistema (K)

Figura 1.50



Entropía. Los sistemas van espontáneamente sólo en la dirección en que haya un aumento de entropía. Cuando la glucosa, constituyente químico básico de la madera, se quema, se desprende calor, y los átomos llegan a estar más desordenados; éstos son dos aspectos del aumento de entropía. El hecho de que la madera se queme, aunque no en forma espontánea, es un ejemplo de la segunda ley de la termodinámica.

Evaluación formativa

Enuncia la primera ley de la termodinámica: ______________________________

____

Enuncia la segunda ley de la termodinámica: ______________________________

____

Enuncia la ley de la conservación de la energía: ___________________________

____

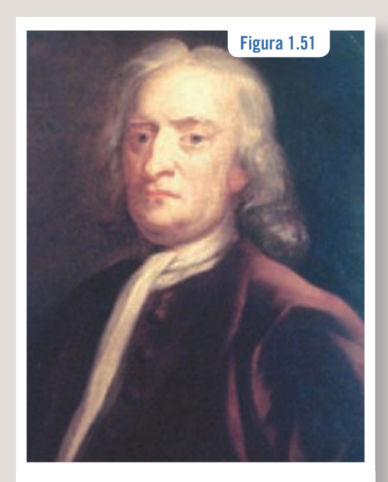
1.2 La materia y los cambios

De acuerdo con la definición que se dio antes, la química *es la ciencia que trata de la naturaleza y la composición de la materia, así como de los cambios que ésta experimenta*. En esta definición encontramos dos palabras clave: materia y cambios.

Definida de manera amplia, la materia es *cualquier sustancia que tenga masa y ocupe un espacio.*

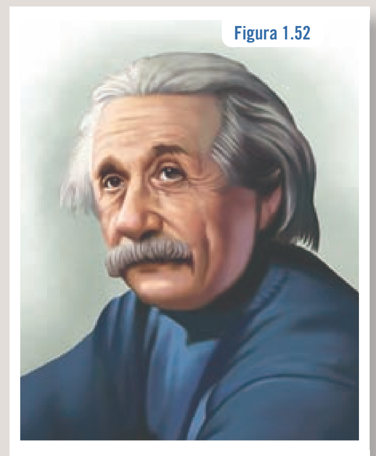
De acuerdo con la física relativista, la materia tiene cuatro manifestaciones en el universo: masa y energía (que pertenecen a la materia), y espacio y tiempo (que se asocian con el cambio).

La ley de la gravedad de Newton afirma que todos los objetos del universo atraen a los demás objetos con una fuerza (impulso), llamada gravedad, que depende de la masa de cada objeto. La masa se define como la cantidad de materia en cada objeto y su resistencia a ser movido. Cuanto mayor es el objeto (es decir, cuenta con mayor cantidad de masa), mayor será la fuerza (o impulso) que ejerce sobre otros objetos.


Figura 1.51
Isaac Newton.

Aunque sus propias leyes sugirieron otra cosa, Newton creyó hasta su muerte que era posible encontrar por medición el sitio exacto de la superficie terrestre donde algo sucedía, y estableció con precisión el intervalo entre dos sucesos separados. Consideró que para lograrlo sólo necesitaría reglas bastante extensas y relojes totalmente exactos. Newton llamaba a esas medidas *"espacio absoluto"* y *"tiempo absoluto"*.

Einstein sugirió otro modelo nuevo y más exacto para describir lo que sucede en el mundo real.


Figura 1.52
Albert Einstein.

Por ejemplo, consideremos un tren que se desplaza velozmente y lleva en uno de los vagones a un pasajero que come un emparedado. El tren pasa con rapidez por una estación, tiempo durante el cual el pasajero da dos mordiscos al emparedado. Desde el punto de vista del pasajero, podría decir que dio cada bocado mientras permanecía exactamente en un mismo lugar. Al final, estuvo sentado plácidamente en un asiento durante todo el viaje, sin desplazarse. ¿Qué pasaría si otra persona estuviera en la plataforma de la estación cuando pasa el tren. Veríamos al pasajero dando su primer mordisco al emparedado justo cuando el tren avanzara varios metros. Desde este punto de vista, podríamos decir que los dos mordiscos se produjeron en dos sitios distintos y alejados varios metros uno del otro.

¿Cómo podríamos medir dónde mordió el emparedado por segunda vez? ¿Masticó los dos bocados mientras estaba sentado en el mismo sitio o mordió el emparedado en dos puntos distintos separados por varios metros? ¿Quién podrá decir cuál era la "verdadera" posición del emparedado en el espacio, la del pasajero que estaba en el tren, o la de la persona que se encontraba en la plataforma de la estación?

Einstein indicó que el problema estaba en el proceso de observación. Si viéramos en forma instantánea no sería difícil describir dónde sucedió el segundo mordisco.

Pero sólo podemos ver con la ayuda de los rayos de luz que viajan a una velocidad final, pues es exactamente rápida. Cualquier teoría que describa donde suceden las cosas debe incluir a un observador. No existe lo que se llama el espacio "absoluto".

Muchas propiedades de la materia son cuantitativas, es decir, están asociadas con las cifras. Cuando una de éstas representa una cantidad de medida, las unidades de tal cantidad deben especificarse. Las unidades que se utilizan para las mediciones son del Sistema Métrico. A fin de estandarizar las mediciones científicas, se realizó una serie de acuerdos internacionales que dieron como resultado la creación del Sistema Internacional de Unidades, cuyo fin primordial es la estandarización de las unidades para su uso en todo el orbe.

En el trabajo científico se reconoce la utilización de dicho sistema de unidades, así como el inconveniente de no utilizar en forma adecuada los instrumentos de medida.

Propiedades fundamentales de la materia

Las propiedades de una sustancia se pueden dividir en dos clases. *Una clase depende de la sustancia en sí. La otra depende, principalmente, del comportamiento de la sustancia en presencia de otra.* La primera clase la integran las **propiedades físicas**: por ejemplo, *el color, la temperatura*. Las propiedades físicas se pueden dividir en dos grupos: las propiedades **extensivas y las intensivas**.

Propiedades generales de la materia

Estas propiedades, son también llamadas **extensivas**, son aditivas y se encuentran en todas las sustancias, pues *dependen de la cantidad de masa en estudio*. Algunos ejemplos son la masa, el peso, la inercia, la longitud, el volumen, la divisibilidad, entre otras, que no nos sirven mucho para identificar una sustancia.

La propiedad más importante de la materia es la masa, ya que forma parte de su definición.

Una de las definiciones más completas de **masa** es la que da **M. J. Sienko:** *"La masa es una medida cuantitativa de las propiedades inerciales intrínsecas de un objeto, es decir, la tendencia de un objeto a permanecer en reposo si se encuentra quieto, o a continuar moviéndose si se encuentra en movimiento".*

Respecto al **peso,** éste se define como *la fuerza con la cual un objeto es atraído hacia la Tierra* y, naturalmente, puede ser ligeramente distinta en los diferentes puntos de la superficie terrestre debido a las variaciones de altitud y latitud.

De acuerdo con Newton, el peso (w) y la masa (m) se relacionan de la siguiente manera:

$$w = mg$$

donde $\boldsymbol{g}$ representa la aceleración de la gravedad = **9.8 m/s²**.

De lo anterior tenemos lo siguiente: puesto que la fuerza puede cambiar, el peso de un objeto no es constante. Sin embargo, su masa es constante y se puede determinar comparando su peso con un objeto de masa conocida. En química a menudo los dos conceptos (masa y peso) se usan como sinónimos debido a que en el laboratorio la gravedad se mantiene prácticamente constante.

Propiedades específicas de la materia

Las **propiedades específicas o intensivas** son aquellas que sirven para distinguir una sustancia de otra. Su valor es específico y *no depende de la cantidad de masa en estudio*.

Por ejemplo, cada muestra de una sustancia, sin importar su tamaño, tiene la misma densidad en todas sus partes. Otras propiedades intensivas son maleabilidad,

ductilidad, conductividad, calor específico, temperatura de fusión, temperatura de ebullición, viscosidad, color, textura, solubilidad, dureza, brillo, conductividad, entre otras.

Por ejemplo, al cobre se le puede martillar fácilmente para convertirlo en láminas delgadas. Es más maleable que el hierro, que resiste este martilleo. El cobre también se puede convertir en un alambre muy fino; es bastante dúctil. El cobre y la plata tienen una alta conductividad térmica y eléctrica; es decir, ofrecen poca resistencia al flujo de calor o de electricidad.



Figura 1.53

Los metales son dúctiles y maleables.

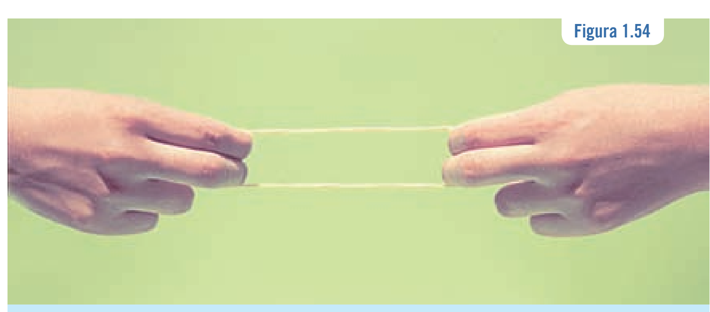


Figura 1.54

Elasticidad. Al estirar una liga ésta se deforma.



Figura 1.55

Tenacidad. Algunos sólidos se rompen con más facilidad que otros.



Figura 1.56

Dureza. No es lo mismo rayar un metal que una hoja de vidrio o de papel.

Tipos de fenómenos que presenta la materia

¿Qué es para ti un fenómeno químico? ¿Cómo se define un fenómeno físico? ¿Cuál tipo de fenómeno es el que más observas a tu alrededor? ¿Cuál es la diferencia entre una combustión y una oxidación? ¿Qué gas se consume en una combustión? ¿Cuál es el combustible utilizado por los cohetes y transbordadores espaciales? ¿Qué efecto tiene en tu estómago el tomar Alka Seltzer® disuelto en agua? ¿De qué tipo de sustancia son las burbujas formadas en la efervescencia? ¿Cómo sabes qué tipo de extinguidor se utiliza para apagar el fuego? ¿Puedes fabricar


Figura 1.57
Al cortar una hoja de papel, ésta sigue siendo papel.


Figura 1.58
Al cocinar nuestros alimentos aplicamos la química.

un extinguidor? ¿Qué entiendes por fermentación? ¿Puedes fabricar queso o yogur? ¿Por qué la mayoría de los alimentos se descomponen si los dejamos afuera del refrigerador de un día para otro? ¿Por qué los microorganismos descomponen a los alimentos? ¿Cómo puedes evitar la descomposición de los alimentos? ¿Cuál es la relación entre la combustión, la fermentación y la efervescencia?

Fenómenos físicos de la materia

A las modificaciones o cambios que experimentan las substancias bajo la acción de diferentes formas de energía se les llama **fenómenos**.

De esta manera, todo cambio que se produce en las sustancias de manera natural o provocada es un fenómeno.

Las modificaciones o cambios que no alteran la composición íntima de las sustancias, o que sólo lo hacen de un modo aparente y transitorio reciben el nombre de **fenómenos físicos**.

Dichos fenómenos desaparecen al cesar la causa que los origina. En su mayoría son fenómenos reversibles. Ejemplos: reflexión y refracción de la luz; formación del arco iris; fusión de la cera; disolución del azúcar; electrización del vidrio; dilatación de un metal; movimiento de los cuerpos; transmisión del calor; cambios de estado.

Fenómenos químicos de la materia

Cuando el cambio experimentado modifica permanentemente la naturaleza íntima de las sustancias y no es reversible, el fenómeno es de tipo **químico**. Antes y después del cambio se tienen sustancias diferentes con propiedades distintas. Ejemplos: digestión de los alimentos; corrosión de los metales; explosión de una bomba; acción de los medicamentos; un acumulador; la visión; el revelado de una fotografía; encender un cerillo; la fotosíntesis; la fermentación, entre otros.

1.2.1 Estados de agregación de la materia

¿Qué modelo te explica el comportamiento de la materia? Observa a tu alrededor, ¿cómo son las cosas? ¿Te has mojado cuando llueve? ¿Has sentido la brisa del viento? Al comer una paleta congelada, ¿es fácil morderla? ¿Para ti, qué es un sólido? ¿Por qué algunos sólidos como el oro y la plata tienen brillo y conducen la electricidad? ¿Por qué el mar es salado? ¿Por qué no es lo mismo rayar un metal que un vidrio? ¿Por qué no se funde la arena de mar? ¿Cómo puedes saber que un material es líquido? ¿Sabes cuál es el estado físico del combustible doméstico? ¿Por qué una hoja de afeitar flota en un vaso con agua? ¿Por qué los insectos pueden caminar sobre el agua? ¿Cuáles son los cambios de estado físicos? ¿Qué sucede cuando

Lecturas de reflexión


Figura 1.59
Carnes refrigeradas.

¿Por qué el frío conserva los alimentos?

Los alimentos congelados aparecieron en el mercado en 1878, al embarcarse carne congelada de Buenos Aires, Argentina, a El Havre, Francia. Los indígenas americanos de la helada provincia de Labrador ya sabían que el frío conserva los alimentos: congelaban de inmediato los peces que capturaban durante el invierno, y cuando meses más tarde los descongelaban estaban frescos para su consumo. El biólogo estadounidense, Clarence Birdseye, observó esto entre 1912 y 1915, y en 1923 fundó una compañía que producía alimentos congelados al instante. En 1930, los nuevos propietarios pusieron a la venta verduras, frutas, pescado y carnes congelados. La congelación mantiene bajo control los microorganismos y enzimas que deterioran los alimentos. Casi todo proceso químico de los seres vivos disminuye a temperaturas inferiores al punto de congelación del agua a −10 °C, pocos organismos pueden proliferar: los hongos, las bacterias y los microbios que deterioran la comida no pueden reproducirse.

calientas cera y luego la dejas enfriar? ¿Qué ocurre cuando llueve y el pavimento está caliente? ¿De qué están hechas las nubes? ¿Puede convertirse un gas en líquido? Cuando sales temprano a la escuela y hace frío, ¿qué le ocurre a los vidrios del vehículo que usas? Cuando te sirves un refresco con hielo, ¿por qué desaparece el hielo?



Figura 1.60

En la naturaleza, como las nubes y el mar, podemos apreciar los diferentes estados de agregación de la materia.

Al salir a dar una vuelta y caminar por tu comunidad observarás diferentes objetos o sustancias del entorno, que pueden ser **sólidos**, como casas, árboles, animales; **líquidos**, como lluvia, ríos, mar; o **gaseosos**, como las nubes, el humo o el viento. Estamos tan ocupados que no nos damos tiempo de disfrutar de la naturaleza y percatarnos del estado físico o de agregación, y del color o sabor de las sustancias que nos rodean. Así, por ejemplo, al tomar alimentos como la leche, el agua o los jugos; al comer fruta, carne o verduras, o al beber refrescos que contienen un gas disuelto en ellos, nos percatamos de los diferentes estados físicos de la materia.

La materia se presenta ante nuestros sentidos en forma de partículas que, al agregarse, constituyen las sustancias. Las partículas conservan determinada cantidad de energía cinética, pero existe cierto grado de cohesión entre ellas.

Los *estados físicos o de agregación de la materia son* ***seis***: **sólido, líquido, gas y plasma, condensado de Bose-Einstein (BEC) y condensado fermiónico**. El condensado de Bose-Einstein (BEC) fue propuesto en el año 2001 y el condensado fermiónico en 2004 por investigadores financiados por la NASA (Agencia Espacial de EUA).

Han sido muchos los esfuerzos realizados para comprender las propiedades de la materia y para llegar a la elaboración de una teoría sobre la naturaleza del calor. En la actualidad, estas dos vertientes convergen para dar paso al ***modelo cinético molecular***. Éste abarca una de las teorías científicas que tienen gran influencia en el desarrollo de la física y la química. Dicho modelo fue estudiado por diversos científicos como Bernoulli en 1738, Clausius en 1857, Maxwell en 1860 y finalmente por Boltzmann en 1868. Este modelo explica que:

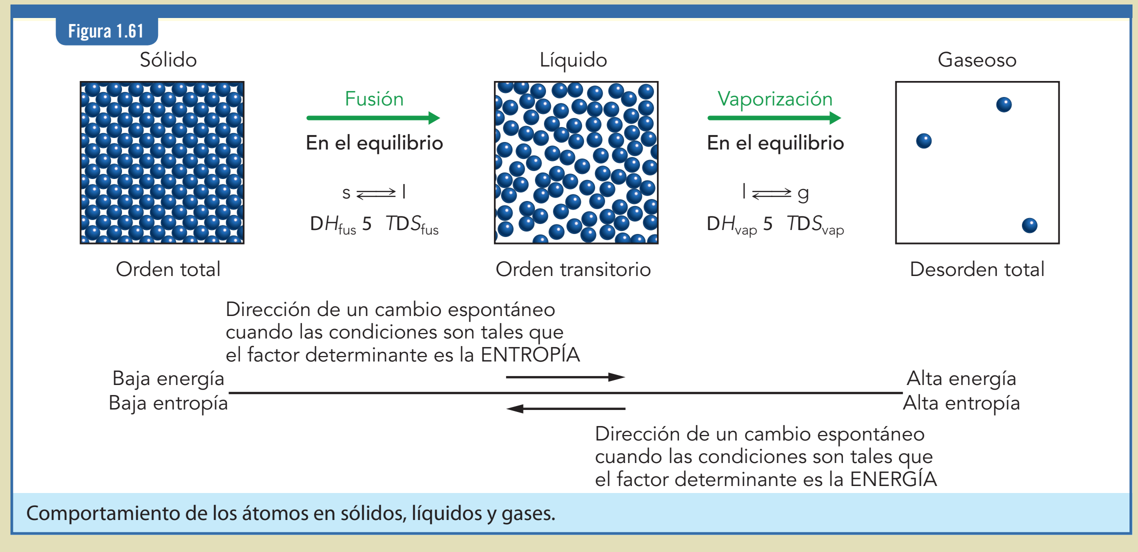
- La materia está constituida por partículas extraordinariamente pequeñas (moléculas o átomos).
- Las partículas se encuentran en movimiento continuo al azar.
- Las partículas pueden interactuar entre sí con fuerza de atracción de mayor o menor intensidad.
- En los sólidos, las partículas se encuentran fuertemente unidas y en posiciones fijas. Los movimientos están muy restringidos, por lo que las partículas sólo vibran.
- En los líquidos, las partículas se mueven libremente, deslizándose entre sí, y no guardan posiciones definidas.
- En los gases, las partículas se encuentran separadas unas de otras ocupando todo el espacio que las contiene, sus fuerzas intermoleculares son mínimas, y se desplazan a altas velocidades.

A partir de este modelo se tienen diferencias apreciables entre los sólidos, líquidos y gases en propiedades como: densidad, compresibilidad y velocidad de difusión.

Actividad de aprendizaje

Observa los siguientes modelos que muestran átomos de sólidos, líquidos y gases.

Figura 1.61



Comportamiento de los átomos en sólidos, líquidos y gases.

Describe de manera breve cómo se percibe el comportamiento de los átomos en cada estado físico. Anota tus conclusiones.

a) Estado sólido: ______________________________

b) Estado líquido: ______________________________

c) Estado gaseoso: ______________________________

Conclusiones: ______________________________

____

____

En el estado **sólido** las sustancias *ocupan un volumen definido y normalmente tienen forma propia, la movilidad de las partículas que las constituyen es casi nula, pues existe gran cohesión.*

Un **líquido** también *ocupa un volumen fijo, pero es necesario colocarlo en un recipiente. El líquido tomará la forma del recipiente que lo contenga; la movilidad y las fuerzas de cohesión de sus partículas son intermedias.*

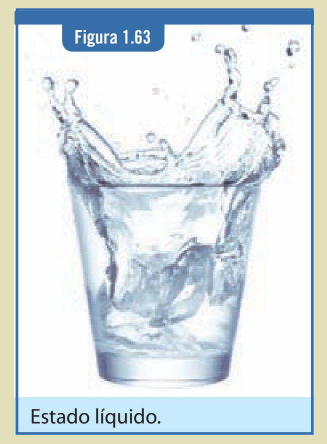
Un **gas** *no tiene forma ni volumen definidos por lo que debe almacenarse en un recipiente cerrado.* El gas tiende a ocupar todo el volumen del recipiente en que está confinado y sus partículas poseen gran energía cinética, por lo que presentan movimientos desordenados.

Figura 1.62



Estado sólido.

Figura 1.63



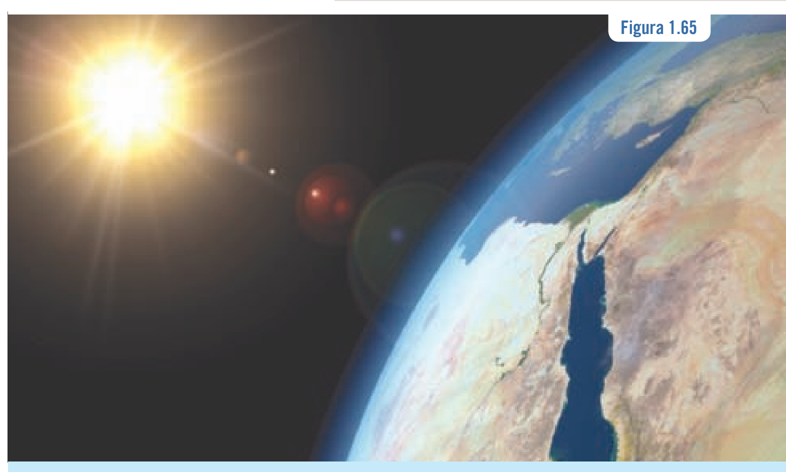
Estado líquido.

Figura 1.64



Estado gaseoso.

Cuarto estado físico de la materia


Figura 1.65
El Sol, motor de la vida en el planeta, es considerado como un plasma.

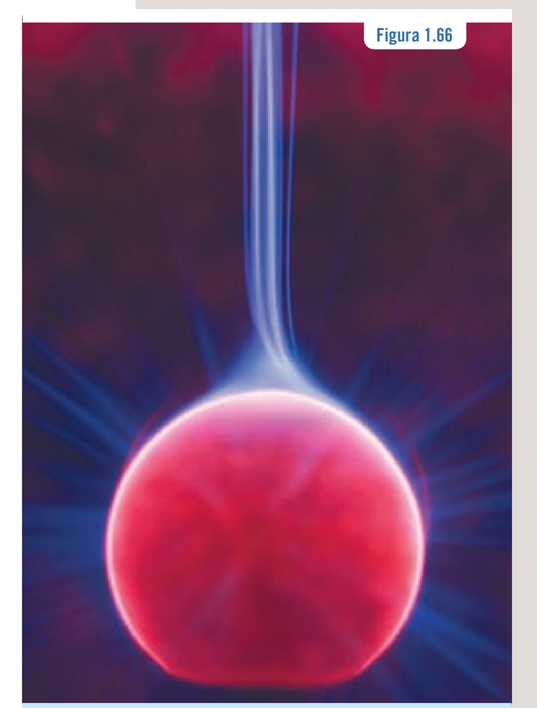
Los fenómenos físicos que acompañan a las descargas eléctricas han sido investigados por más de 300 años. Fueron notables los atrevidos experimentos realizados por **Benjamín Franklin**, en 1751. Él introducía alambres en las nubes de tormenta para inducir la formación de chispas a partir de la electricidad atmosférica.

El conocimiento de algunas propiedades poco comunes de los gases, particularmente de sus propiedades eléctricas, llevó a **Crookes**, en 1879, a sugerir que se podría considerar un cuarto estado de la materia.

El estudio de las descargas eléctricas en los gases y la observación de los astros motivaron investigaciones posteriores con gases altamente ionizados.

El químico **Irving Langmuir** introdujo el término “plasma” en 1930, que proviene de la palabra griega *plasma,* misma que significa “moldeable”. Para designar a los gases ionizados existentes en el universo y observar sus extraordinarias propiedades, los denominó plasmas; el cuarto estado de la materia.

Cuando un gas se calienta a temperaturas cercanas a los 1 000 grados centígrados, la energía cinética de las moléculas aumenta lo suficiente para que, al vibrar y chocar, estas últimas se rompan en átomos. A temperaturas más altas, los electrones se ionizan de los átomos, convirtiendo la sustancia en una mezcla de electrones e iones positivos: un plasma altamente ionizado.


Figura 1.66
Estado plasma.

El movimiento del plasma puede sufrir la influencia de los campos magnéticos. En principio es posible “atrapar” al plasma con campos magnéticos, alejándolo de las paredes sólidas, pues de otra manera éstas se evaporarán por el intenso calor del plasma. Los campos magnéticos en forma de anillo son los más adecuados para confinar los plasmas.

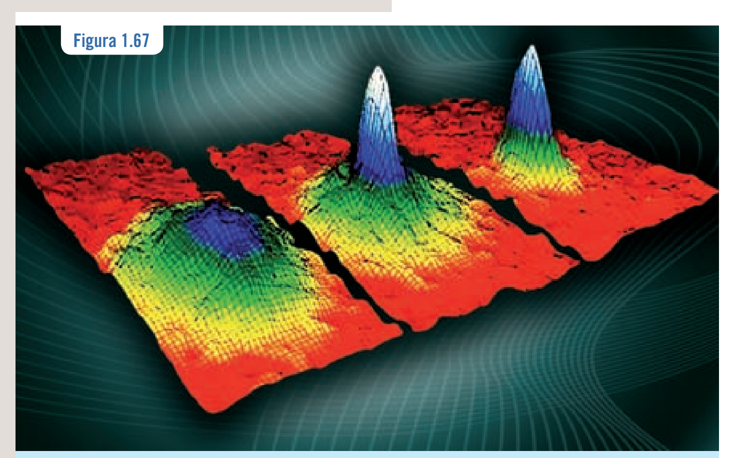
Con base en estos conceptos, se han desarrollado diversos sistemas, el más prometedor es el dispositivo TOKAMAK, que proviene de las palabras rusas con las que se designa a una cámara magnética de forma toroidal (de *torus*, palabra latina que significa protuberancia redonda expansiva en forma de rosquilla o anillo de anclaje). Actualmente los físicos teóricos desarrollan investigaciones en este campo, efectuando simulaciones en la computadora con el propósito de tener otra alternativa para generar energía. La mayor parte del universo está constituida por plasma. Las estrellas existen en un estado de plasma.

Como el plasma consta de partículas cargadas que viajan a altas velocidades, los campos eléctricos y magnéticos las afectan de modo significativo. El estudio del plasma se conoce como magneto-hidrodinámica (**MHD**), tiene que ver con el confinamiento del plasma y los científicos esperan que se pueda usar como fuente de energía obtenida de las reacciones nucleares de fusión. También tiene que ver con el diseño de una unidad avanzada de propulsión para los vehículos espaciales.

Quinto estado físico de la materia

En 1920, Santyendra Nath Bose desarrolló una estadística mediante la que se estudiaba cuándo dos fotones debían ser considerados como iguales o diferentes. Envió sus estudios a Albert Einstein, para que lo apoyara a publicar su novedoso estudio. Einstein aplicó lo desarrollado por Bose a los átomos y predijeron en conjunto el quinto estado físico de la materia, en 1924. Los estadounidenses Eric A. Cornell y Carl E. Weiman, y el alemán Wolfgang Ketterle fueron galardonados con el premio

Figura 1.67



En el quinto estado de la materia, llamado condensado de Bose-Einstein, los átomos pierden su identidad propia y forman un conglomerado ("onda cuántica") de partículas.

Nobel de Física 2001, según informó la Real Academia Sueca de Ciencias. El galardón se les concedió por haber descubierto el quinto estado físico de la materia, **la condensación Bose-Einstein**, un estado extremo de la materia en el que los átomos dejan de comportarse de manera "normal". Este fenómeno, pronosticado por Albert Einstein hace 70 años, fue realizado y observado por primera vez en 1995 por los tres científicos laureados. Los tres galardonados forman parte de una misma generación de jóvenes científicos en el campo de la física. Cornell nació en 1961 y desarrolló su trabajo en el Instituto Nacional de Medidas y Tecnología de Boulder (Colorado); Weiman nació en 1951 e investigó en la Universidad de Colorado, mientras que Ketterle nació en 1957 y trabajó en el Instituto Tecnológico de Massachusetts (MIT), en Cambridge. Cornell y Wieman trabajaron también en el Instituto Conjunto de Astrofísica en Laboratorio (JILA, por sus siglas en inglés), un instituto de investigación en Boulder. Ketterle trabajaba de manera independiente en Alemania, antes de incorporarse al MIT en 1990. La investigación ayudará también a que los científicos midan las propiedades fundamentales de la materia. "Las aplicaciones revolucionarias (...) parecen estar justo a la vuelta de la esquina", añadió la academia. El término Bose-Einstein se refiere al físico indio Santyendra Nath Bose (descubridor del bosón) y al alemán Albert Einstein. En 1924, Bose realizó investigaciones sobre la partículas de luz llamadas fotones y envió su trabajo al célebre científico alemán, quien amplió la teoría para abarcar la masa. Einstein predijo que cuando las partículas se desaceleran y se aproximan entre sí, producen un nuevo estado de agregación de la materia, distinto del sólido, el líquido, el gaseoso y el plasma. **En el nuevo estado de la materia, los átomos pierden su identidad propia y forman una sola onda cuántica de partículas**. Tal como los fotones en un láser óptico, todos los átomos del condensado se hallan en la misma longitud de onda y laten en la misma frecuencia. A este quinto estado de la materia se le profetiza una serie de aplicaciones: el condensado Bose-Einstein hará aún más exactos instrumentos de medición y los relojes atómicos, y podrá almacenar información en las futuras computadoras cuánticas. Y es tan fácil de lograr con aparatos de 50 a 100 mil dólares, que hay ya más de 20 equipos investigadores que lo han fabricado en todo el mundo.

Su aplicación mayor, sin embargo, será en un "láser atómico" que, en lugar de fotones, emita un rayo de átomos vibrando en el mismo estado mecánico cuántico. Tal láser atómico podría, por ejemplo, permitir la construcción de pequeñísimas estructuras con precisión hasta hoy inédita, técnica de la que podrían sacar provecho la **nanotecnología** y la industria de computadoras.

El premio Nobel de Física fue entregado el 10 de diciembre de 2001 por el rey Carlos Gustavo de Suecia.

Sexto estado físico de la materia

En un artículo publicado por la NASA el 12 de febrero de 2004, se menciona lo siguiente: hay por lo menos seis estados físicos de la materia: **sólido, líquido, gas, plasma, condensado Bose-Einstein (BEC)** y una nueva forma de materia llamada **"condensado fermiónico"**, recién descubierta por investigadores financiados por la NASA.

La quinta forma, el condensado Bose-Einstein (BEC), descubierto en 1995, aparece cuando los científicos enfrían unas partículas llamadas **bosones** hasta alcanzar temperaturas muy bajas. Los bosones fríos se unen para formar una única superpartícula

que es más parecida a una onda que a un ordinario pedazo de materia. Los BEC son frágiles y la luz viaja muy lentamente a través de ellos.

Ahora tenemos ***condensados fermiónicos***... tan recientes que la mayoría de sus propiedades básicas son desconocidas. Ciertamente, son fríos. La física **Deborah S. Jin** creó la sustancia enfriando una nube de 500 000 átomos de potasio-40 hasta menos de una millonésima de grado sobre el cero absoluto. Y ellos probablemente fluyan sin viscosidad. ¿Más allá de eso...? Los investigadores aún están aprendiendo.

"Cuando se encuentra una nueva forma de la materia", hace notar Jin, "toma un tiempo entenderla". Los condensados fermiónicos están relacionados con los BEC. Ambos están compuestos de átomos que se unen a bajas temperaturas para formar un objeto único. En un BEC, los átomos son bosones. En un condensado fermiónico los átomos son fermiones.

Los bosones son sociables; les gusta estar juntos. Como regla general, cualquier átomo con un número par de electrones+protones+neutrones es un bosón. Así, por ejemplo, los átomos del sodio ordinario son bosones, y pueden unirse para formar condensados Bose-Einstein.

Los fermiones, por otro lado, son antisociales. No pueden juntarse en el mismo estado cuántico (por el "principio de exclusión de Pauli" de la mecánica cuántica). Cualquier átomo con un número impar de electrones+protones+neutrones, como el potasio-40, es un fermión.

El grupo de Jin encontró una forma de esquivar el comportamiento antisocial de los fermiones. Utilizaron un campo magnético cuidadosamente aplicado para que actuara como un "cupido" de sintonía fina. El campo hace que los átomos solitarios se unan en pares y la fortaleza de esa unión puede ser controlada ajustando el campo magnético. Los átomos de potasio unidos débilmente retienen algo de su carácter fermiónico, pero también se comportan un poco como los bosones. Un par de fermiones puede unirse a otro par, y a otro y a otro, y eventualmente formar un condensado fermiónico.

Jin sospecha que el sutil emparejamiento de un condensado fermiónico es el mismo fenómeno de emparejamiento que se observa en el helio-3 líquido, un super-fluido. Los super-fluidos fluyen sin viscosidad, así que los condensados fermiónicos deberían hacer lo mismo.

Un fenómeno relacionado estrechamente es la superconductividad. En un superconductor de alta temperatura crítica (≥ 90 k), los pares de electrones (los electrones son fermiones) pueden fluir con resistencia cero. Existe un enorme interés comercial en los superconductores porque podrían ser utilizados para producir electricidad en forma más barata y más limpia, y para crear maravillas de alta tecnología como trenes levitantes y computadoras ultra-rápidas. Por desgracia, es difícil manejar y estudiar los superconductores, pues todavía no existen materiales que presenten este fenómeno a temperatura ambiente.

El mayor problema hoy en día con los superconductores es que la temperatura más cálida en la que pueden operar es de apenas -135 °C. El nitrógeno líquido o cualquier otro criogénico necesario para enfriar los alambres hace que los aparatos que utilizan superconductores sean caros y estorbosos. Los ingenieros preferirían trabajar con superconductores a temperatura ambiente.

"La fuerza de unión en nuestro condensado fermiónico, ajustada para masa y densidad, podría corresponder a un superconductor de temperatura ambiente", hace notar Jin. "Esto hace que sea optimista acerca de que la física fundamental que aprendamos a través de los condensados fermiónicos ayude a otros a diseñar materiales superconductores más prácticos".

Evaluación formativa

Anota en el paréntesis una **S** si la propiedad corresponde a los sólidos, una **L** si es de los líquidos o una **G** si es de los gases.

( ) Están constituidos por pequeñas partículas llamadas átomos y tienen formas definidas.

( ) Este estado se caracteriza por poseer densidad más baja que los otros estados.

( ) Estado que se distingue por su forma indefinida y alta densidad en la mayoría de las sustancias que lo presentan.

( ) Los cambios de presión alteran su volumen más que en los otros estados.

( ) En este estado las partículas constituyentes tienen menor libertad de movimiento, en comparación con los otros estados.

( ) Todas las sustancias que constituyen este estado no poseen volumen propio y se desplazan a altas velocidades.

Introducción a la Química

La química en casa

Pasas saltarinas

Realiza esta actividad en tu casa y contesta las preguntas que se formulan. Elabora un informe escrito donde analices los resultados y las conclusiones obtenidas.

Propósito

Observar el efecto de las burbujas del gas de un refresco carbonatado sobre un sólido, como las pasas.

Material

- Cristalizador o refractario hondo
- Cereal con pasas
- Agua mineral

Figura 1.68



Preparación de cereal con pasas y agua mineral.

Procedimiento

1. Vierte el cereal con pasas en el cristalizador o refractario hondo.
2. Agrega agua mineral hasta tres cuartas partes del recipiente.
3. Observa lo que ocurre.

Contesta las siguientes preguntas:

¿Qué les ocurre a las pasas? ______________________________

____

¿Qué le ocurre al cereal? ______________________________

____

¿Hasta qué momento deja de presentarse el fenómeno anterior? ____________

____

¿Por qué unas sustancias suben y otras no? ______________________________

____

¿Qué pasa si el recipiente es más hondo? ______________________________

____

Anota tus conclusiones: ______________________________

____

____

____

Cambios de estado de la materia

¿Qué le ocurre al agua líquida cuando la calientas? ¿Por qué en algunos lugares del mundo cae nieve? Si dejas agua en el congelador, ¿qué le ocurre? ¿Has dejado destapado un envase que contenga alcohol?, ¿qué le ocurre? ¿Sabes cómo se forma la lluvia? Si llueve y el patio de tu casa se moja, ¿qué pasa con el agua bajo la acción del viento y el Sol?

Un aspecto de la materia que nos es familiar y es de gran interés son sus cambios de estado. Éstos son de tipo físico y no implican la creación de nuevas sustancias, debido a la alteración de su composición; por ejemplo: cuando el agua se congela, se obtiene hielo (agua congelada), pero no se forma una sustancia nueva; es decir, la sustancia es agua antes y después del cambio de estado. En la misma forma, el vapor que se produce cuando hierve el agua, sigue siendo agua. Estos cambios generalmente requieren un aumento o una disminución de la temperatura, y pueden ir acompañados de variación en la presión. Los cambios de estado de la materia se explican a continuación.

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

¿Por qué el hielo flota en el agua?

Si te preguntan, ¿qué "pesa" más, una cubeta con agua o una cubeta con hielo?, seguramente contestarás que la cubeta con hielo, porque es probable que pienses que los sólidos son más pesados que los líquidos. Pero de manera sorprendente,

el hielo es más "liviano" que el agua. Esto es de suma importancia para la vida acuática, ya que los peces y las plantas que viven en lugares muy fríos quedan "protegidos", cuando en la temporada de invierno se congelan los lagos y ríos, puesto que el hielo flota formando una capa resistente, que queda encima debido a que tiene una menor densidad que el agua en estado líquido. Esto permite que los seres que habitan allí continúen su vida normalmente. Si el hielo tuviera una mayor densidad que el agua, la masa de agua se congelaría desde el fondo hasta la superficie.


Figura 1.69

El hielo es menos denso que el agua.


Figura 1.70

La mantequilla se funde al calentarla.

Fusión

Es el cambio que sufren las sustancias al pasar del estado sólido al líquido, al incrementar la temperatura.

Así como existe un punto de ebullición también se ha determinado el punto de fusión.

El **punto de fusión** normal de una sustancia *es la temperatura a la que funde un sólido a una atmósfera de presión*. Este valor es característico de cada sustancia y se utiliza como un criterio de su pureza, ya que la presencia de impurezas lo modifica.

Algunos ejemplos son: fusión del acero para hacer láminas, tubos, entre otros; fusión de los metales empleados en una aleación para acuñar una moneda; fusión de un plástico para moldearlo, y más.

Evaporación

Este cambio de estado se presenta cuando se calienta *un líquido para convertirlo en gas* y da lugar a su *evaporación o por ebullición*.

En muchas ocasiones las palabras **gas** y **vapor** se utilizan indistintamente, el término **vapor** *se emplea para describir las moléculas en estado gaseoso de una sustancia a la presión y temperatura ambiente*. Por ejemplo, cuando el agua líquida se calienta, las moléculas que escapan de ella se denominan **vapor de agua**.

La **evaporación** *es el proceso por el cual las moléculas que se encuentran cerca de la superficie del líquido adquieren la energía necesaria para escapar de las fuerzas de atracción que las mantienen unidas a sus vecinas y pasan a la fase gaseosa.*

$$\text{líquido} \xrightarrow{\text{evaporación}} \text{gas}$$

Un líquido aumenta su tendencia a evaporarse cuando:

- Se incrementa la temperatura.
- Es mayor el área de la superficie del líquido.
- Se disminuye la atracción de las fuerzas intermoleculares.


Figura 1.71
La evaporación del agua de mar permite obtener la sal.

Ebullición

El punto de ebullición de un líquido *es la temperatura a la que éste hierve cuando se expone a la presión de una atmósfera.*

Puntos de ebullición de algunos líquidos a 1 atm de presión

Sustancia	P. eb. (°C)
Éter etílico	34.6
Acetona	56.5
Cloroformo	61.2
Benceno	80.1

Las fracciones de la destilación del petróleo

Nombre	Intervalo del punto de ebullición (°C)
Gasolina	60−280
Combustible de aviones a propulsión	190−450
Queroseno	350−550
Combustible diesel	430−700
Aceite combustible	550−800
Aceite lubricante	600−1 000

El punto de ebullición depende de la presión y es característico de cada sustancia, por lo que esta propiedad física se utiliza para identificación. El agua hierve a 100 °C al nivel del mar (760 mmHg), pero en la ciudad de México su punto de ebullición disminuye hasta 93 °C (585 mmHg). Dependiendo de la altura del lugar respecto al nivel del mar cambia el valor del punto de ebullición puesto que varía la presión atmosférica. A presiones altas el punto de ebullición es mayor; a presiones bajas, disminuye.


Figura 1.72
Productos derivados del petróleo obtenidos por diferencias del punto de ebullición.


Figura 1.73

Al bañarnos el agua se evapora cuando toca la piel.

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

Evaporación

El enfriamiento por evaporación es importante en muchos casos; por ejemplo, a este fenómeno se debe que las personas experimenten frío al salir de la regadera o de una alberca, ya que el agua que tienen sobre la piel se evapora. Lo mismo ocurre cuando se frota con alcohol a alguien que tiene fiebre o temperatura alta. El alcohol se evapora más rápidamente que el agua y disminuye la temperatura del cuerpo.

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

¡Cuidado con la olla de presión!

En las ollas de presión caseras y en autoclaves industriales se aprovecha la variación del punto de ebullición de acuerdo con la presión para reducir el tiempo de cocción. La tapa de la olla cierra de manera hermética el recipiente y está provista de una válvula de seguridad que evita que la olla explote. Al calentar la olla y su contenido y al evaporarse el agua que contiene, la presión dentro de ella aumenta por encima de una atmósfera, el agua hierve a mayor temperatura y los alimentos se cuecen en menor tiempo. En los hospitales usan este mismo principio para esterilizar la ropa y los instrumentos en autoclaves, en los que se alcanzan temperaturas suficientemente altas para destruir las bacterias.

Por otra parte, al trabajar con líquidos que tienen puntos de ebullición muy altos o procesos en los que pueden ocurrir reacciones químicas indeseables a temperaturas elevadas, se intenta llevarlos al punto de ebullición reduciendo la presión interna del sistema, llamado comúnmente "al vacío", lo que permite trabajar a bajas temperaturas. Estos procesos se usan en la preparación de alimentos como los concentrados de jugos de frutas. Parte del agua se elimina a presión reducida, así se concentra el producto sin tener que calentarlo a temperatura alta, ya que esto causaría variaciones en el sabor del jugo y disminuiría su valor nutritivo.


Figura 1.74

Al cocinar nuestros alimentos aplicamos la química.

Sublimación

La conversión directa de un sólido al estado gaseoso, sin pasar por el estado líquido, se llama **sublimación**. A presión atmosférica el hielo seco (dióxido de carbono sólido) se evapora sin fundirse.

La sublimación ocurre a una temperatura menor que la temperatura de fusión.

El proceso en sentido inverso, es decir, cuando una sustancia en estado gaseoso se solidifica sin pasar por el estado líquido, se llama **deposición**. Por ejemplo, la nieve se forma por la solidificación directa del vapor de agua.

Este método es muy eficaz para la purificación de las sustancias. Algunos sólidos impuros se someten a sublimación y a una posterior deposición del gas sobre una superficie fría. El yodo suele purificarse mediante este procedimiento.


Figura 1.75

Sublimación del yodo.

Temperaturas de fusión de algunas sustancias que subliman

Sustancia	Temperatura (°C)
Naftaleno	080.2
Yodo	113.5
Ácido benzoico	121.7

El proceso comercial basado en la sublimación, que se llama "secado en frío" se utiliza para deshidratar alimentos y materiales biológicos que pueden descomponerse si se les calienta para secarlos. Este proceso casi siempre va acompañado de una reducción de la presión y también se le conoce como **liofilización**.

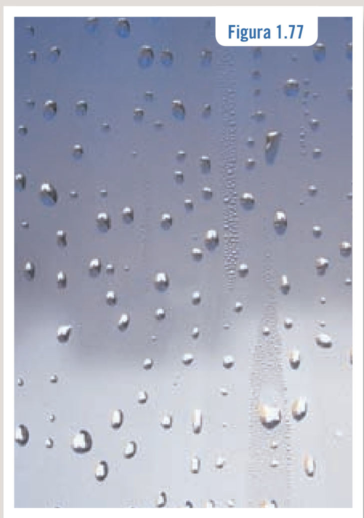
Este método se utiliza, por ejemplo, para fabricar "café instantáneo". Al someter el café al vacío, se logra una presión menor en la que el hielo sublima. Al eliminar el agua en esta forma se preservan las moléculas sensibles al calor que confieren al café su sabor, de manera que no se altera la calidad del producto.

Solidificación

Es el *cambio de líquido a sólido por enfriamiento*, es decir, al disminuir la temperatura del cuerpo líquido. Por ejemplo, la formación de cubos de hielo en el refrigerador.


Figura 1.76

El agua se congela en el refrigerador.


Figura 1.77

En las mañanas frías, los vidrios se empañan debido a la condensación del agua.

Condensación

La condensación se presenta cuando *un gas cambia al estado líquido al disminuir su temperatura*. Una muestra ocurre cuando el vidrio de una ventana se empaña debido a las pequeñas gotas de agua que se forman del vapor que contiene el aire.

Licuefacción

Es el *paso del estado gaseoso al líquido, y se lleva a cabo cuando se aumenta suficientemente la presión y se reduce la temperatura para conseguir el cambio, lo que resulta además en una disminución del volumen*. Por ejemplo, para obtener aire líquido o alguno de sus componentes (como nitrógeno y oxígeno, que son gases en condiciones naturales), se puede licuar el aire atmosférico.

Los aerosoles están comprimidos, es decir, se presentan en forma líquida, al apretar la válvula se gasifican al entrar en contacto con la atmósfera por una diferencia de presiones. La presión es mayor en el recipiente.

Figura 1.78

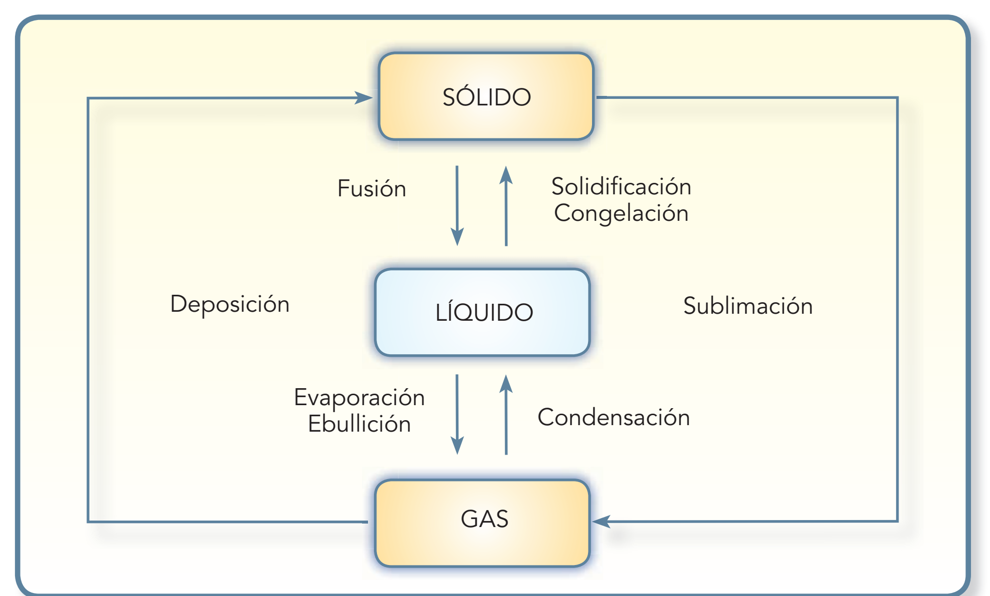


Tanque de gas de oxígeno comercial.

Figura 1.79



Los recipientes de los aerosoles están herméticamente sellados para soportar la presión a la que están sometidos los gases.



1.2.2 Clasificación de la materia

1.2.2.1 Sustancias puras: elementos y compuestos

Los materiales que siempre tienen la misma composición se denominan **sustancias**. De acuerdo con la teoría atómica, la materia se compone de partículas muy pequeñas llamadas **átomos**. Las sustancias compuestas de un mismo tipo de átomos se llaman **elementos** y las compuestas por más de un tipo de átomos se denominan **compuestos**.

Los elementos químicos son **cuerpos simples que constituyen la materia**. Los elementos son **sustancias formadas por una sola clase de átomos**, es decir, con el mismo número atómico.

El origen de los nombres de los elementos químicos, en algunos casos se remonta a la antigüedad, por ejemplo: cobre, del latín, *cuprum;* en otros se refiere el sitio de su descubrimiento, por ejemplo, americio, descubierto en América. Otros más toman el nombre de su descubridor o lo llevan en honor a un científico célebre, por ejemplo *einstenio* en honor a Albert Einstein.

Los símbolos de los elementos son la representación de su nombre y éstos se forman haciendo combinaciones de las primeras letras de la palabra, a fin de diferenciar entre los elementos que empiezan con la misma letra, por ejemplo:

S = azufre (*sulphur*)
Sb = antimonio (*stibium*)
Sn = estaño (*stannum*)

En 1979, la Unión de Química Pura y Aplicada (IUPAC) emitió una serie de recomendaciones para nombrar a los elementos con número atómico mayor de 100.

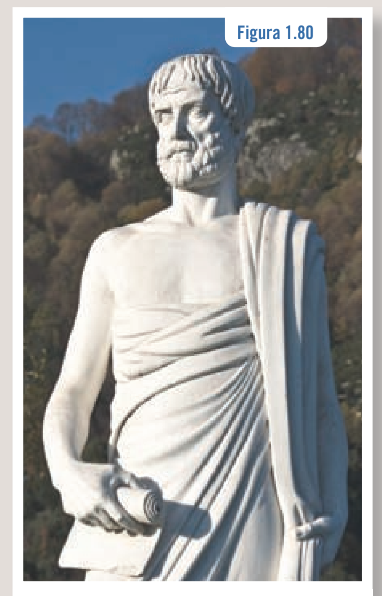
1. Los nombres de los elementos deben relacionarse con su número atómico.
2. Los símbolos constarán de tres letras (para evitar duplicidad con aquellos de número atómico menor a 100).
3. Todos los nombres terminarán con la letra (o), se usarán las raíces numéricas siguientes:

   0 = nil
   1 = un
   2 = bi
   3 = tri
   4 = quad
   5 = pent
   6 = hex
   7 = sept
   8 = oct
   9 = enn

   debiendo colocarse juntas las raíces en el orden de los dígitos que forman el número atómico.

   Como ejemplo tenemos:

Número atómico	Nombre	Símbolo
104	Rutherfordio	Rf
105	Dubnio	Db
106	Seaborgio	Sg
107	Bohrio	Bh
108	Hassio	Hs
109	Meitnerio	Mt
110	Ununnilio	Uun
111	Unununio	Uuu
112	Unumbio	Uub
113	Ununtrio	Uut
114	Ununquadio	Uuq
115	Ununpentio	Uup
116	Ununhexio	Uuh
117	Ununseptio	Uus
118	Ununoctio	Uuo


Figura 1.80

Aristóteles (384-322 a. C.), el más influyente de los filósofos griegos, aceptó la doctrina de los cuatro elementos.





Figura 1.81

Elemento químico. Oro natural y en lingotes.

En la actualidad se conocen **118** elementos diferentes, **88** de los cuales son naturales y el *resto son artificiales*. El uranio es el elemento natural que tienen los átomos más complejos. Los elementos tecnecio y prometio tienen átomos más simples que los del uranio, pero no se encuentran en la naturaleza. El astato y el francio sí se han detectado en la naturaleza; sin embargo, existen cantidades tan pequeñas que no pueden ser separados fácilmente del mineral. Estos cuatro elementos normalmente no se cuentan entre los elementos naturales.

La mayoría de los elementos son sólidos; cinco son líquidos en condiciones ambientales y 12 gaseosos.

Varios de ellos se conocen desde tiempos muy antiguos; unos son abundantes, otros en extremo raros; algunos son radiactivos y otros se han sintetizado en el laboratorio y tienen una vida promedio muy breve.

Los elementos se representan por símbolos y están ordenados por un número y por sus propiedades en un arreglo llamado **tabla periódica**.

Ejemplos de elementos:

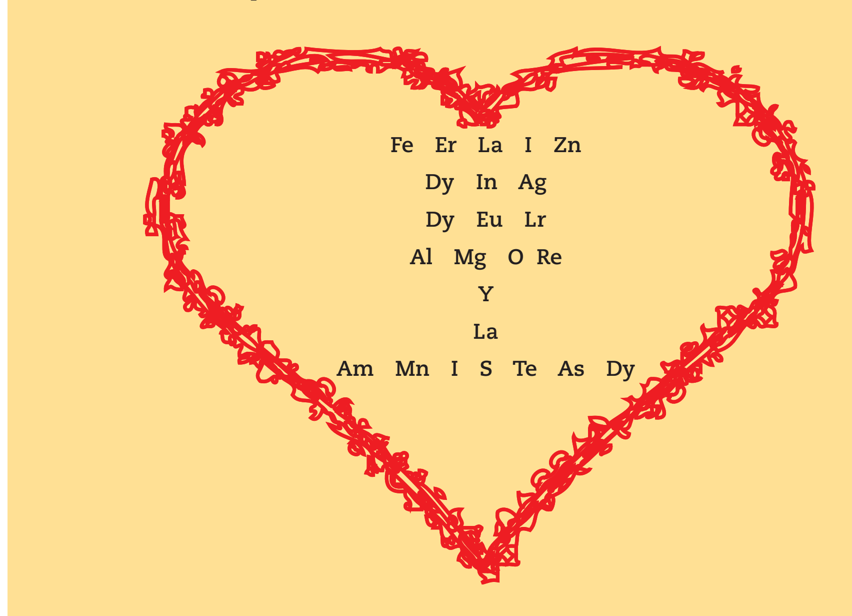
Aluminio	(Al)	Calcio	(Ca)	Cobre	(Cu)
Nitrógeno	(N)	Oro	(Au)	Yodo	(I)
Fósforo	(P)	Oxígeno	(O)	Uranio	(U)

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

Mensaje químico

Descubre el mensaje químico oculto en este corazón, leyendo la primera letra de cada elemento químico.



Mensaje químico oculto: ______________________

Nombre de los elementos químicos participantes: ______________________

____

____

Es muy importante que el estudiante se familiarice con los símbolos de los elementos ya qué éstos son la base para la nomenclatura química.

Los compuestos se representan por fórmulas, y la mínima unidad material que puede representar las características del compuesto, es la *molécula.*

Algunos ejemplos de compuestos son: agua (H_2O), amoniaco (NH_3), óxido de calcio (CaO), azúcar ($C_{11}H_{22}O_{11}$), sal común o cloruro de sodio ($NaCl$), sulfato de amonio $(NH_4)_2SO_4$.

1.2.2.2 Mezclas: homogéneas y heterogéneas

¿Por qué el agua se mezcla con la sal y con el aceite no? ¿Qué tipo de disolución es el latón? ¿Qué función tiene un riñón artificial? ¿De qué está compuesta la leche? ¿Por qué en ciertos medicamentos aparece el letrero que dice "Agítese antes de usarse"? ¿De qué depende que una suspensión sea una mezcla homogénea o heterogénea? ¿En tu opinión, el agua de horchata es una disolución, una suspensión o un coloide? ¿El esmog corresponde a una disolución, una suspensión o un coloide?¿Por qué cuaja la gelatina?

La mayoría de las sustancias con las que tenemos contacto a diario consisten en mezclas de sustancias puras. La madera, el papel, la gasolina, los perfumes, el vino, la tierra y el aire son **mezclas**; algunas, como la naranjada o el agua de mar, son llamadas **disoluciones**; otras son **sistemas coloidales**, como la gelatina o la leche, y otras más se denominan **suspensiones**, como una atmósfera contaminada o polvorienta.

Figura 1.82



Una atmósfera contaminada es muy perjudicial para la salud.

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

¿Qué es el aire?

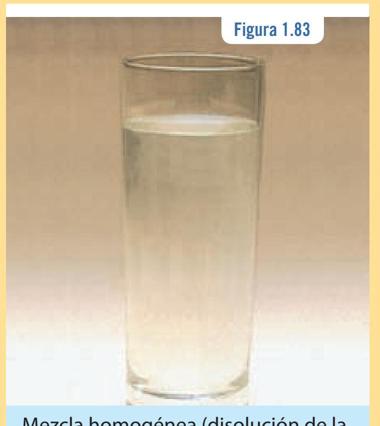
La delgada capa compuesta por una mezcla de gases que rodea a la Tierra se conserva allí por el efecto de la gravedad. El aire que se encuentra hasta unos 30 km de altura representa 99% del peso total de la atmósfera. Tiene las siguientes propiedades físicas: es de menor peso y densidad que el agua. No existe en el vacío.

Entre las mezclas se tiene la siguiente clasificación: **disoluciones**, **coloides y suspensiones**, considerando el tamaño de las partículas de la fase dispersa.

La característica fundamental de una **mezcla** es que *su composición es variable y que está compuesta por más de una sustancia*. Por ejemplo, la madera es una mezcla de varias sustancias, cuyas proporciones varían dependiendo del tipo de vegetación de la que provenga. Luego, la característica principal de una mezcla es que su composición es variable y que está compuesta por más de una sustancia. Las mezclas a su vez pueden dividirse en **homogéneas** y **heterogéneas**.

Las *mezclas homogéneas*, también denominadas **disoluciones**, se presentan en *una sola fase*. Una fase es la región de un sistema químico con características físicas y químicas definidas, que se encuentra separada de otras fases por interfases en las que hay cambios súbitos de las propiedades físicas y químicas.

Figura 1.83



Mezcla homogénea (disolución de la sal en agua).

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

¿Por qué no se mezclan el agua y el aceite?

Como tú **sabes**, al colocar algún líquido como vinagre, vino o jugo de frutas, en un recipiente con agua, estas sustancias se mezclan fácilmente. Pero al agregar algunas gotas de aceite, éste flota sobre el agua. Las moléculas del agua son la clave del problema ya que tienen una fuerte atracción entre sí, mas no por las del aceite, que son diferentes. En términos químicos son no polares y por tanto no tienen carga eléctrica para ser atraídas por las del agua. En la industria se resuelve el problema agregando un emulsificante que las modifica, para que puedan integrarse. Las cremas protectoras combinan ambas sustancias: son emulsiones de aceite y agua.

Otro ejemplo de mezcla homogénea es el agua de mar, en la que están disueltas diversas sales como los cloruros de magnesio, de sodio y de calcio. Las disoluciones líquidas son las más comunes, aunque no se debe olvidar que el aire es una dispersión homogénea formada por varios gases, y las aleaciones son disoluciones de sólidos en sólidos; por ejemplo, las amalgamas que usan los dentistas. También el bronce es una disolución de un sólido en otro, formada por cobre y zinc.

Las *mezclas heterogéneas* presentan varias regiones con propiedades diferentes, es decir, tienen *dos o más fases*. Por ejemplo, una mezcla de agua y aceite contiene dos fases. La mezcla de arena con azúcar, es otro ejemplo; por medio de una lupa se pueden distinguir los granos de arena de los cristales de azúcar. La mezcla conserva algunas propiedades tanto de la arena como del azúcar y es posible separar los dos componentes sin que haya un cambio químico. El azúcar puede separarse de la arena lavando la mezcla con agua suficiente para disolver el azúcar.



Figura 1.84

Mezcla heterogénea (aceite y agua).

Las mezclas heterogéneas constan de diversas fases y las propiedades que presentan dependen de las propiedades de cada componente.

Ejemplos: leche (una fase), agua de mar (una fase), agua y aceite (dos fases), whisky con hielo (dos fases).

El vino y el agua de mar son sustancias físicamente homogéneas que se presentan en una sola fase. En cambio, la mezcla de aceite y agua es heterogénea, se observan dos fases. Lo mismo sucede con el whisky y el cubo de hielo.

Evaluación formativa

Escribe en el espacio correspondiente la palabra "homogénea" o "heterogénea", según corresponda a cada una de las siguientes mezclas:

Tipo de mezcla

a) sal disuelta en agua: ______________________________

b) agua con arena: ______________________________

c) agua con aceite: ______________________________

d) agua con hielo: ______________________________

e) agua, hielo y aceite: ______________________________

f) agua carbonatada con hielo: ______________________________

Hay un tipo de mezcla intermedia entre las mezclas homogéneas y heterogéneas, que se llama ***coloide***. La diferencia básica entre un coloide y una disolución es el diámetro de las partículas. Los diámetros de casi todas las partículas que forman una **disolución** *oscilan de 0.5 angstrom a 3.0 angstrom* (1 A° = 10^{-8} cm). En cambio, el tamaño del **coloide** varía *entre 10 y 1 000 angstroms*. No obstante su tamaño, las partículas coloidales son demasiado pequeñas para sedimentar y tampoco pueden separarse por filtración. Para ello se utiliza la técnica de **diálisis**, en la que una membrana semipermeable permite el paso de los coloides y las moléculas de mayor tamaño. **El coloide dispersa la luz**, **pero las disoluciones no**. El aire contiene partículas coloidales que dispersan la luz. Otros ejemplos son: el humo de tabaco, la niebla, las emulsiones, la clara de huevo y la espuma de jabón.

Mezclas

Sólidas	Líquidas	Gaseosas
cemento	alcohol de madera	gas natural
bronce	petróleo	aire
granito	agua de mar	gas doméstico
papel	tinta china	anestésicos
madera	refrescos	
pólvora	agua mineral	
tierra		
acero		

Cuadro 1-2 Sistemas de dispersión

Coloidales	Suspensiones
gelatina	mayonesa
jaleas	medicamentos
espuma	sangre
merengue	emulsiones
neblina	pinturas
aerosol	leche

Evaluación formativa

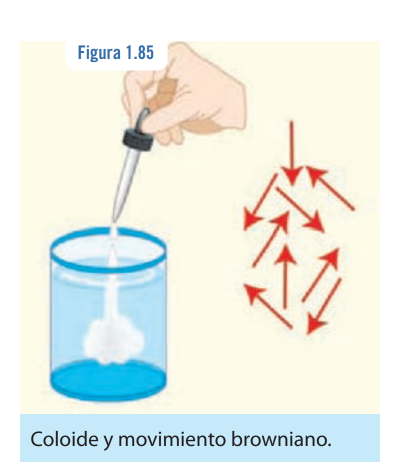
En la siguiente lista de sustancias, anota sobre la línea correspondiente una **M** si es mezcla, una **C** si es compuesto o una **E** si es elemento.

a) Hielo	________	*g*) Aspirina	________
b) Agua destilada	________	*h*) Piedra	________
c) Agua dulce	________	*i*) Madera	________
d) Agua de mar	________	*j*) Níquel	________
e) Carbón	________	*k*) Papel	________
f) Aire	________	*l*) Perfume	________

Coloides

Un **coloide** *es la mezcla de un soluto y un líquido, en la que el primero está formado por partículas muy pequeñas que se encuentran en suspensión sin precipitar y tienen un diámetro inferior al de las partículas de una suspensión, pero mayor que las partículas de una disolución.*

Es decir, cuando las partículas de una mezcla homogénea tienen un tamaño de 10 a 10 000 veces mayor que los átomos y las moléculas, tenemos un *sistema coloidal*. Y en lugar de hablar de *disolvente* o solvente, se emplea *fase dispersora* y para el *soluto* se usa *fase dispersa*. Con el tiempo las dos fases pueden separarse; cuando esto ocurre se dice que el coloide ha *floculado*; los coloides también presentan un movimiento característico llamado *browniano* y cuando se les ilumina con una lámpara separan o dispersan la luz de forma muy especial, este fenómeno se denomina *efecto de Tyndall*.


Figura 1.85
Coloide y movimiento browniano.

El término coloide significa *parecido a la cola* (del griego *kola*, pegamento, y *eidos*, forma). La ciencia de los coloides representa hoy día una de las ramas más importantes de la fisicoquímica.

Con excepción de los gases, que siempre forman disoluciones pues se mezclan íntimamente en todas proporciones, es posible tener sistemas coloidales con sustancias en los diversos estados de agregación.

Evaluación formativa

Ubica los siguientes ejemplos en la columna correspondiente: aire, agua de mar, cal, sal común, oro, hidróxido de calcio, plomo, petróleo, oxígeno, grafito.

Elementos	Compuestos	Mezclas
________	________	________
________	________	________
________	________	________
________	________	________
________	________	________

Los coloides son intermedios entre las *suspensiones* y las *disoluciones*:

Nombre	Tamaño de la partícula	Permanencia
Disolución	< 1 nm	Estable
Suspensión	> 100 nm	*Se sedimenta*
Coloide	< 100 nm pero > 1 nm	*Permanente*

1 nm = 10^{-9} m; nm = nanómetro

Tipos de dispersiones o sistemas coloidales			
Fase dispersa	**Medio dispersor**	**Nombre**	**Ejemplos**
Sólido	Gas	Aerosol	Humos, atole
Sólido	Líquido	Sólo suspensoide	Puré, cerveza
Sólido	Sólido		Vidrios coloreados
Líquido	Gas	Aerosol	Nubes, niebla
Líquido	Líquido	Emulsión	Aderezos, mayonesa, mantequilla
Líquido	Sólido	Gel	Gelatinas, ópalos
Gas	Gas		Olores
Gas	Líquido	Espuma	Crema batida
Gas	Sólido		Merengue, pan, piedra pómez

Uno de los coloides más representativos que se encuentran en la cocina es la **gelatina**, una proteína con muchos grupos polares. Cuando la gelatina está dispersa en agua caliente forma lo que se llama **sol**. Al enfriarse forma un **gel**, un líquido disperso en un sólido. En la Ciudad de México padecemos un coloide perjudicial que conocemos como esmog, que está formado por partículas sólidas dispersas en un gas (aire).

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

¿Por qué cuaja la gelatina?

La gelatina cuaja cuando está a la temperatura ambiente (18 °C o menos), pero siempre por encima del punto de congelación. Si se le calienta a 27 °C, poco a poco se convertirá en una mezcla acuosa; si se enfría, volverá a cuajar. Este comportamiento está determinado por un ingrediente especial que ocasiona que la mezcla cuaje: la grenetina, que está hecha de colágeno, proteína fibrosa que se encuentra en el tejido conjuntivo del cuerpo.

Al hervir en agua piel, huesos o cartílago de animales, los filamentos de colágeno se separan, reaccionan y se convierten en grenetina. Incluso 1% de

(*Continúa*)



Figura 1.86

Gelatina.

colágeno disuelto en agua formará un gel; éste contiene millones de moléculas de proteína en cadena que al mezclarse con agua caliente se separan en diminutos filamentos.

Cada filamento queda rodeado de moléculas de agua, lo que reduce el número de moléculas libres en la mezcla. Cuando ésta se enfría, los filamentos ricos en agua comienzan a apilarse y se entrelazan. Por último, el agua restante queda atrapada entre las capas de filamentos proteicos y la mezcla se convierte en un gel.

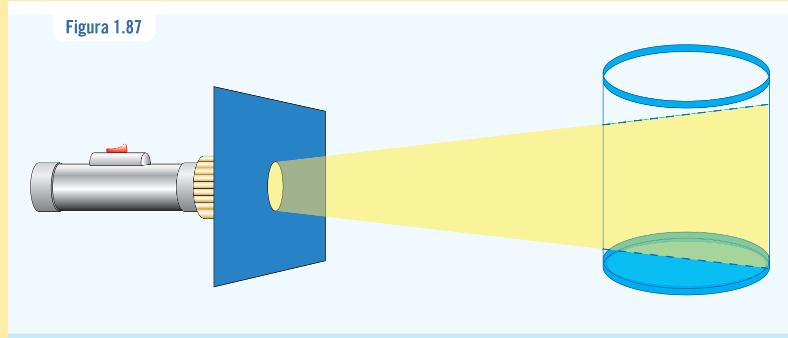
Además de su uso en gelatinas y otros postres, la grenetina estabiliza las espumas y los alimentos como malvaviscos y helados.

Actividad experimental

Efecto de Tyndall

Siguiendo las instrucciones de tu profesor(a), forma un equipo de 4 o 5 compañeros y realicen la siguiente actividad.

Figura 1.87



Efecto de Tyndall. Proyección de la luz de una lámpara sobre diferentes sustancias de uso cotidiano.

Procedimiento

Con una lámpara de mano, hagan pasar un rayo de luz a través de las siguientes sustancias, como se muestra en la figura anterior. Anota en el espacio correspondiente si son disoluciones, coloides o suspensiones.

1. Refresco ____________________
2. Agua de la llave ____________________
3. Acetona ____________________
4. Alcohol ____________________
5. Agua con azúcar ____________________
6. Agua con sal ____________________
7. Miel ____________________
8. Clara de huevo ____________________
9. Vinagre ____________________

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

10. Agua mineral ______________________

11. Café ______________________

12. Leche ______________________

13. Yogur ______________________

14. Rompope ______________________

15. Chocolate ______________________

Contesten las siguientes preguntas:

¿Qué características tienen las disoluciones? ______________________

____

____

¿Y los coloides? ______________________

____

____

¿Y las suspensiones? ______________________

____

____

Según las actividades realizadas, anoten sus conclusiones sobre las diferencias entre disoluciones, coloides y suspensiones, con el resto del grupo.

____

____

____

____

____

____

Completa el siguiente cuadro anotando **SÍ** o **NO** para cada cuestión.

Cuestión	Disoluciones	Suspensiones
1. ¿Se disuelven las partículas?		
2. ¿Sedimentan las partículas?		
3. ¿Es transparente la mezcla?		
4. ¿Permite el paso de la luz por las partículas?		
5. ¿Las partículas reflejan la luz?		
6. ¿Puedes ver las partículas?		

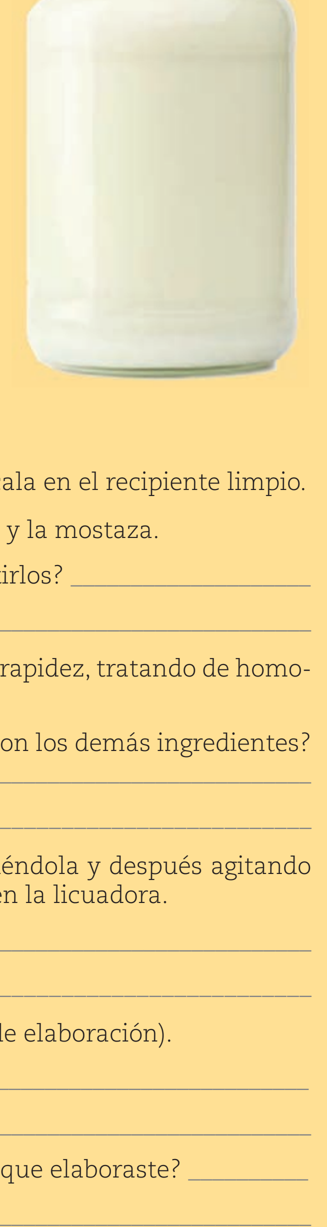
Introducción a la Química

Elaboración de mayonesa (un coloide)

Propósito

Elaborar mayonesa, un alimento que se usa como aderezo y forma un sistema coloidal en el que el aceite se dispersa en el agua debido a la yema de huevo, que actúa como emulsificante.

Material



- 1 recipiente limpio
- 2 huevos frescos
- Jugo de 2 limones
- 1 taza de aceite comestible
- 1 agitador manual
- 1 separador de yemas
- 1 cucharadita de mostaza
- Licuadora
- Un frasco esterilizado (lavar el frasco con detergente y agua, hervirlo de 10 a 15 minutos en "baño maría", colocado en forma invertida)
- Etiqueta

Procedimiento

1. Separa la clara de huevo con el separador y colócala en el recipiente limpio.
2. Bate a gran velocidad las yemas, el jugo de limón y la mostaza.

   ¿Qué les ocurre a los ingredientes después de batirlos? ____________________

   ____

3. Agrega el aceite lentamente y bate la mezcla con rapidez, tratando de homogenizar bien ambos líquidos.

   ¿Qué apariencia adquiere el aceite al mezclarse con los demás ingredientes?

   ____

   ____

4. Mezcla los líquidos con la clara de huevo revolviéndola y después agitando fuertemente. También mezclen los ingredientes en la licuadora.

   ¿Qué se observa? ____

   ____

5. Etiqueta el frasco (nombre del producto y fecha de elaboración).

   ¿Por qué se dice que la mayonesa es un coloide? ________________________

   ____

   ¿Cuánto tiempo puede conservarse la mayonesa que elaboraste? __________

   ____

(Continúa)

Prueba el producto obtenido. ¿Se parece a las marcas comerciales? Explica tu respuesta. ____

____

____

Conclusiones: ____

____

____

____

____

Introducción a la Química

Elaboración de leche condensada

Material

- 200 g de azúcar refinada (blanca o morena)
- 120 g de leche en polvo
- 5 cucharadas de glucosa líquida o en polvo
- 500 mL de leche fresca (aprox. 2 tazas)
- ¼ de cucharada de benzoato de sodio (se consigue en tiendas de materias primas)
- hielos

Procedimiento

1. Mezcla una taza de leche fría, el azúcar y la glucosa.
2. En un recipiente de vidrio, disuelve la leche en polvo y una taza de leche, e incorpórala a la mezcla anterior.
3. Calienta a "baño maría" a fuego lento (flama baja o mínima durante 30 minutos, sin dejar de agitar para integrar bien todas las sustancias).
4. Disuelve el benzoato de sodio en una cucharada de agua y agrégalo a la leche sin dejar de mover.
5. Posteriormente, vacía la leche en un recipiente de plástico y colócalo dentro de una olla que contenga agua con hielo. Sigue agitando hasta que la leche se enfríe.
6. Envásala en frascos de vidrio previamente esterilizados.
7. Este producto debe mantenerse en refrigeración.

Recomendaciones:

Esta leche se conserva de 2 a 4 semanas. Si la leche está muy líquida, caliéntala 10 minutos más. No sobrepases los 40 minutos de calentamiento, pues esto puede originar que se haga caramelo y pierda su color original.

(Continúa)



Figura 1.88

Con pocos elementos es posible elaborar leche condensada.

¿Para qué se agrega el benzoato de sodio? ______________________________

____

¿Por qué se dice que la leche es un coloide? ______________________________

____

¿Cómo se puede ahorrar tiempo en la elaboración de la leche condensada?

____

____

Conclusiones: ____

____

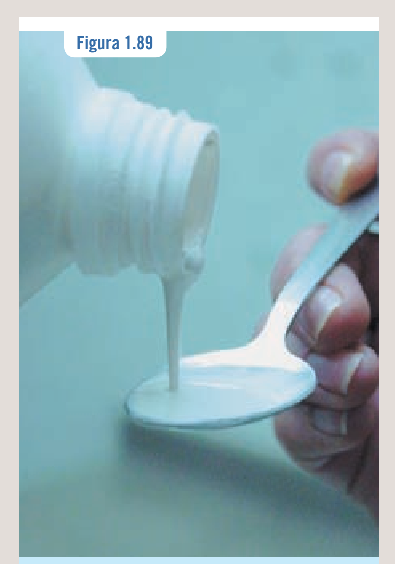
____

____

____

Suspensiones

Figura 1.89



Las suspensiones también se utilizan en algunos medicamentos.

Una **suspensión** *es una mezcla formada por un soluto en polvo o en pequeñas partículas no solubles y sedimentables, dispersas en un líquido o disolvente.*

Las suspensiones pueden ser *homogéneas o heterogéneas* dependiendo del tamaño de las partículas que constituyen la fase dispersa. Cuando estas partículas son grandes, la fuerza de la gravedad las obliga a sedimentarse o asentarse. Si son muy pequeñas, la acción de la gravedad se compensa por la fuerza de flotación y las partículas pueden permanecer suspendidas en la fase dispersante indefinidamente; en muchos medicamentos se aprovechan estas propiedades.

Cuando las mezclas son entre dos líquidos no miscibles o insolubles entre sí, se llaman **emulsiones**. El agua y el aceite son ejemplos de dos líquidos que no se mezclan.

Entre las principales características cualitativas de las suspensiones, están las siguientes:

a) Son partículas con dimensiones mayores a las de una disolución, en algunos casos se pueden observar a simple vista, debido a que son de mayor tamaño que las de las disoluciones y de los coloides.

b) Las partículas sedimentan si se deja la suspensión en reposo.

c) Es posible separar los componentes por medio de métodos físicos sencillos: decantación, filtración, evaporación y centrifugación.

Al agitar la suspensión ésta se enturbia; no es transparente ni homogénea. No atraviesa los filtros. Como ejemplos de medicamentos se tienen el Pepto-Bismol (suspensión) indicado para agruras, la diarrea y el malestar estomacal. El Agarol, laxante y lubricante intestinal. El Ampil, un antibiótico de amplio espectro para diversos microorganismos. En algunos casos, al comprar un medicamento que viene en estado sólido, se le debe agregar cierta cantidad de agua hasta que el soluto se disperse de manera uniforme; otros ya vienen preparados, pero en ambos casos es conveniente agitarlos antes de usarlos, como ya se mencionó antes.

Es importante mencionar que la automedicación es poco recomendable, porque no tomar el medicamento adecuado o en la cantidad requerida, puede agravar el malestar o dañar a las personas.

Tipos de suspensiones		
Fase dispersa	**Fase dispersora**	**Ejemplo**
Hidróxido de aluminio con hidróxido de magnesio	Agua	Antiácidos
Paquete globular	Suero	Sangre
Grasa y crema	Suero	Leche en descomposición

Gran cantidad de medicinas para niños se presentan en forma de suspensiones, para que las ingieran por vía oral; pero también hay muchas para cualquier edad, en las que se tiene que preparar la suspensión momentos antes de suministrarla; por ejemplo, el benzetacil y la ampicilina inyectables. En estos casos, si no se prepara bien la suspensión y queda como una mezcla heterogénea (con grumos y no homogénea) se puede tapar la aguja, haciendo muy dolorosa la inyección.

Actividad de aprendizaje

Completa el siguiente mapa conceptual acerca del tema:

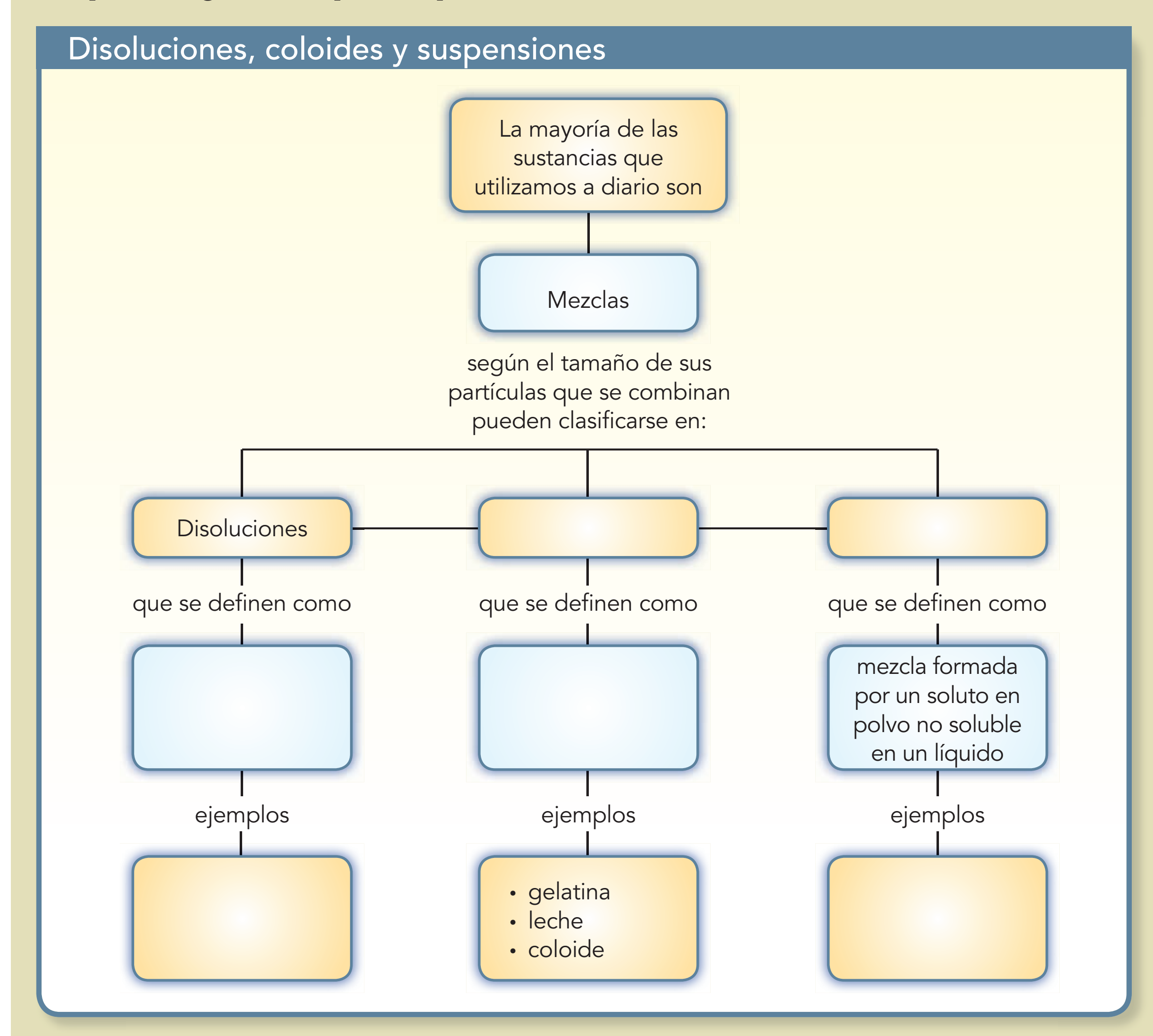


Figura 1.90

A diario utilizamos gran diversidad de materiales modernos que tienen su origen en la combinación de diferentes sustancias.

Métodos de separación de mezclas

¿Con qué finalidad se separan los componentes de una mezcla? ¿Cómo seleccionas el champú con que te bañas? ¿Cómo puedes separar el alcohol que está combinado con el agua? ¿Cómo separarías los componentes de la tinta negra que contienen los bolígrafos o marcadores? ¿Te gusta la pintura que tiene tu casa? ¿Cuál es la diferencia entre una pintura de esmalte y una vinílica?¿Cómo separarías el aceite del agua? ¿De qué material está hecho un fusible térmico? ¿De qué material están hechas las partes de los aviones y automóviles? ¿Qué contiene el humo que se encuentra en las pistas de las discotecas?

Gran diversidad de materiales modernos que utilizamos a diario tiene su origen en la combinación de diferentes sustancias que han permitido, entre otras cosas, prolongar la vida de muchas personas o hacerla más placentera e impedir que se sientan excluidas, mediante el implante de prótesis, válvulas cardiacas artificiales, lentes intraoculares, entre otras.



Figura 1.91

Las prótesis dentales mejoran la calidad de vida. En su fabricación se utilizan materiales resistentes que favorecen una masticación adecuada.

La separación de las mezclas puede basarse en el equilibrio de las fases. Algunas mezclas contienen sustancias en diferentes estados de agregación, por ejemplo, sólido-líquido, líquido-vapor o sólido-vapor, y en cada caso se explican métodos de separación diferentes. Veamos algunos de ellos.

Decantación

Este método se utiliza para *separar un sólido, de grano grueso e insoluble, de un líquido*. Consiste en verter el líquido después de que el sólido se ha sedimentado. Este método también se aplica en la separación de dos líquidos no miscibles y de diferentes densidades, utilizando un embudo de separación. Un ejemplo a escala mayor se tiene en la separación del petróleo y el agua de mar. En un yacimiento, localizado en aguas marinas, se extrae agua y petróleo que son separados al decantarse; el petróleo, por ser menos denso, queda en la parte superior del agua. El agua se devuelve al mar y el petróleo se almacena.

Figura 1.92

Separación de dos líquidos inmiscibles (agua-aceite), mediante el embudo de separación.



Figura 1.93

Mediante la filtración se pueden separar los componentes de una mezcla de arena fina y agua.

Filtración

Permite *separar un sólido insoluble (de grano relativamente fino) de un líquido*. Para tal operación se emplea un medio poroso de filtración o membrana que deja pasar el líquido y retiene el sólido. Los filtros más comunes son: papel filtro, fibra de asbesto, algodón, fibra de vidrio, fibras vegetales, redes metálicas y tierras especiales.

Un filtro construido en acero inoxidable, de forma circular y con un diámetro de unos cinco metros, se emplea para separar la parte sólida que resulta del arroz, el lúpulo y la malta en la elaboración de cerveza. Una vez filtrado, el líquido o caldo, llamado mosto, recibe tratamientos posteriores.

La filtración por vacío es una operación como la anterior, sólo que ahora interviene una bomba para extraer aire de un recipiente y conseguir así un filtrado en menor tiempo.

Realizar esto en el laboratorio es común.

Centrifugación

Es el proceso mediante el cual se somete una mezcla de líquidos o de sólidos, o de ambos a la vez, a un rápido movimiento giratorio que separa los compuestos por diferencia de densidades.

Método que se utiliza *para separar un sólido (insoluble de grano muy fino y de difícil sedimentación) de un líquido*. La operación se lleva a cabo en un aparato llamado centrífuga en el que, por medio de un rápido movimiento giratorio, se aumenta la fuerza gravitacional provocando la sedimentación del sólido o de las partículas de mayor densidad.

Por centrifugación se separan del suero los corpúsculos de la sangre.

Figura 1.94



Centrifugadora de laboratorio.

Destilación

Esta operación se utiliza desde hace cientos de años, aunque al principio no se sabía que está basado en el equilibrio líquido-vapor. *Permite separar mezclas de líquidos miscibles, aprovechando sus diferentes puntos de ebullición*. Este procedimiento *incluye una evaporación y condensación sucesivas*. En el momento en el que un líquido se evapora, las moléculas de vapor permanecen en la vecindad del líquido. Algunas de ellas se condensan y regresan a formar parte de líquido nuevamente. De esa manera se tiene un constante paso de moléculas en estado líquido a moléculas en estado gaseoso y viceversa. En la destilación es posible separar los componentes de una mezcla gracias a que tienen presiones de vapor distintas. El componente con una presión de vapor más alta se evapora primero. Después se condensa y se obtiene en forma líquida separado de los demás.

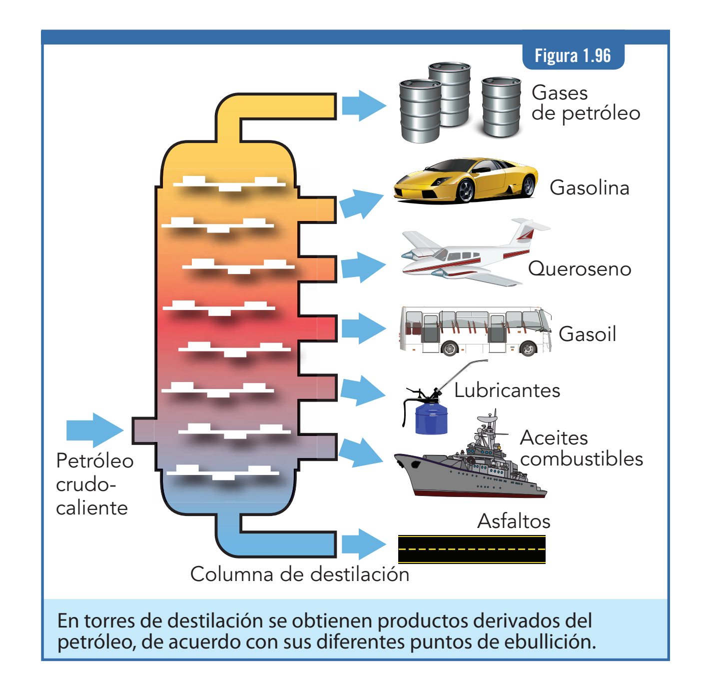
Existen diferentes tipos de destilación, entre ellos los más comunes son: destilación simple, destilación fraccionada, destilación por arrastre de vapor y destilación a vacío.

Figura 1.95



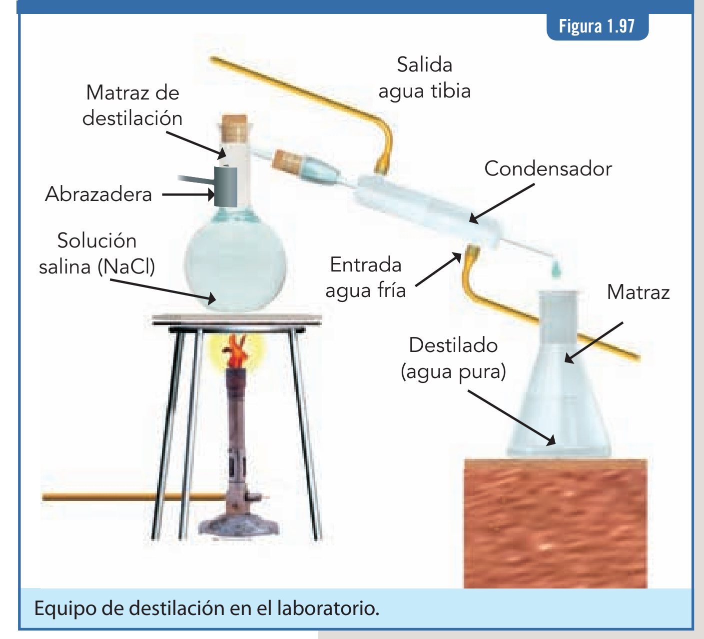
Equipo de laboratorio para separar el alcohol de agua.

Figura 1.96



En torres de destilación se obtienen productos derivados del petróleo, de acuerdo con sus diferentes puntos de ebullición.

Figura 1.97



Equipo de destilación en el laboratorio.


Figura 1.98

Decantación. Se coloca la mezcla y se deja reposar, cuando se separan los dos líquidos se abre la llave para dejar salir el líquido más denso.

A nivel industrial se realiza la destilación fraccionada en grandes torres, donde se efectúa la separación de los hidrocarburos del petróleo (en gasolina, turbosina, queroseno, aceites lubricantes, asfalto, etc.). Por medio de la destilación por arrastre de vapor se separa el solvente que extrae el aceite de las semillas; por ejemplo, al utilizar hexano como solvente, éste extrae el aceite de ajonjolí; también de esta forma se pueden extraer esencias como la de almendras amargas o la de agua de rosas.

Extracción

Cuando se quiere separar un componente de otros, que hay en una mezcla líquida, se puede realizar una extracción. Para esto se necesita *un soluto que sea soluble en dos líquidos inmiscibles entre sí*. Inmiscible significa que sean mutuamente insolubles (agua y tetracloruro de carbono, o agua y aceite). Se observarán dos fases, el líquido más pesado queda en la parte inferior y el más ligero en la parte superior. Cuando los agitamos con fuerza estos líquidos se mezclarán temporalmente, ya que después de cierto lapso se vuelven a separar. En la mezcla anterior de agua y tetracloruro, si agregamos yodo (I_2), y agitamos de manera vigorosa, parte del yodo se disolverá en el tetracloruro, mientras que el resto se quedará disuelto en el agua; así se establece una relación. Cuando todo el yodo se disuelve, lo separamos por medio de una decantación en un embudo de separación.


Figura 1.99

Mediante la cristalización se obtiene el azúcar.

Cristalización

Cuando tenemos un soluto sólido disuelto en una solución saturada se observa que parte de él permanece en estado sólido. En este caso se establece un equilibrio en el que el soluto constantemente se disuelve y precipita, de la misma forma que en la evaporación las moléculas pasan del estado gaseoso al líquido de manera continua. El efecto de la temperatura sobre una disolución saturada es favorecer la disolución del sólido. Así, al calentar, el soluto en exceso se cristalizará de nuevo y tendremos una solución saturada.

Otra forma de lograr una cristalización es cuando la mezcla sólido-líquido contiene un solvente o líquido volátil. Cuando el líquido se vaporiza, el sólido se separa como cristal. La operación se lleva a cabo en un cristalizador. Por este método se obtienen productos farmacéuticos, azúcar, reactivos sólidos para laboratorio (sales), etcétera.


Figura 1.100

La evaporación provoca un descenso en la temperatura del líquido que se evapora.


Figura 1.101

Sublimación del yodo.

Evaporación

Es la operación con la que se separa un sólido disuelto en un líquido por medio del incremento de temperatura hasta que el líquido hierve o bulle y pasa al estado de vapor; el sólido queda como residuo en forma de polvo seco. El líquido puede o no recuperarse. Este método también se emplea para la concentración de sólidos en una solución, al eliminar parte del líquido o solvente. La operación se lleva a cabo en una cápsula a nivel laboratorio, y en un evaporador a nivel industrial.

Sublimación

Método que se utiliza en la separación de sólidos, aprovechando que alguno de ellos es sublimable y *pasa del estado sólido al gaseoso* por un incremento en la temperatura.

Imantación

En este método se aprovecha la propiedad de algún *material para ser atraído por un campo magnético.*

Los materiales ferrosos pueden ser separados de la basura por medio de un electroimán, para su tratamiento posterior.

Figura 1.102

Un imán que separa limadura de hierro y polvo de azufre.

Solubilidad

Permite *separar sólidos de líquidos o líquidos de líquidos al contacto con un solvente que selecciona uno de los componentes de la mezcla*. Este componente es soluble en el solvente adecuado y es arrastrado para su separación ya sea por decantación, filtración, vaporización o destilación, etcétera, gracias a lo cual quedará en estado puro.

Ejemplos de separación por solubilidad se pueden mencionar en la preparación y el análisis de productos farmacéuticos.

Cromatografía

Este método consiste en *separar mezclas de gases o de líquidos al pasarlas a través de un medio poroso y adecuado, con ayuda de solventes*. El equipo para tal operación puede ser tan simple como una columna rellena, un papel o una placa que contenga el medio poroso, o bien un equipo tan sofisticado como un cromatógrafo.

Por este proceso se separan y analizan mezclas de aire, productos extraídos de plantas, animales, y más, o bien de productos elaborados como tintas, lápices labiales, entre otros. Un ejemplo simple de este tipo de separación se obtiene con un gis y agua. En la parte media del gis se hace una marca de tinta (por ejemplo, de un plumón) y luego se coloca el gis en agua sin que ésta llegue a la marca. El medio es el gis y el solvente el agua; después de un tiempo, se verán los componentes de la tinta.

Figura 1.103

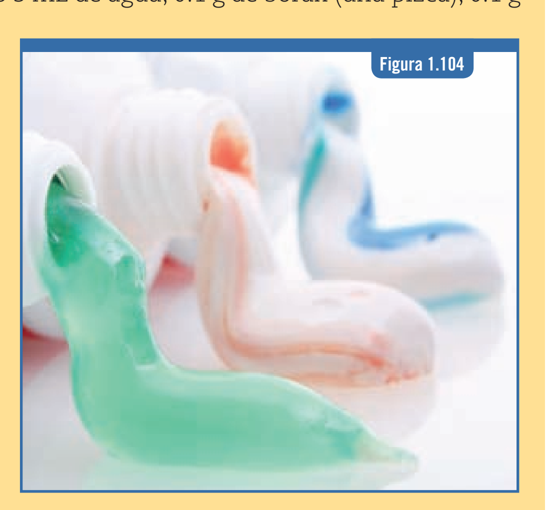
Una mancha de tinta colocada sobre un papel se descompone en varios colores al absorberse el agua a través del medio poroso.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

La química en casa

Elaboración de una pasta dental

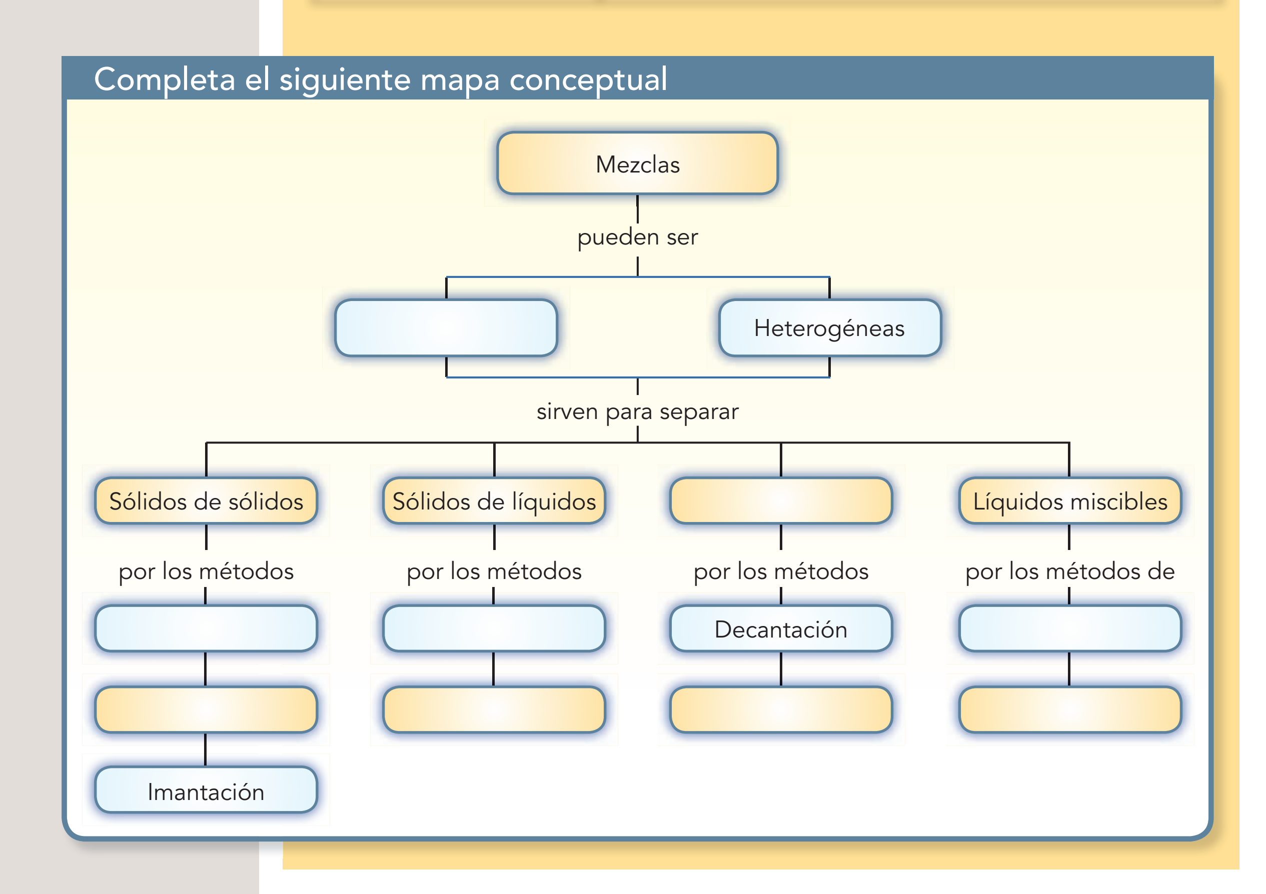
En un frasco de vidrio o plástico coloca 25 g de glicerina y 30 g de carbonato de calcio, mézclalos perfectamente con un agitador (de vidrio o un palito de madera) hasta obtener una consistencia homogénea (semejante a la de las pastas comerciales). Disuelve en otro vaso 3 mL de agua, 0.1 g de bórax (una pizca), 0.1 g de lauril sulfato de sodio, 0.1 g de benzoato de sodio; mezcla bien todos estos componentes. Agrega esto a la mezcla anterior (de glicerina y carbonato). En este vaso, disuelve 1 mL de alcohol etílico, 0.1 g de mentol, 5 gotas de esencia de romero y 5 gotas de esencia de menta. Agrega esta mezcla al vaso original. Si la unión queda un poco aguada, agrega un poco de carbonato de sodio hasta alcanzar la consistencia deseada. Envásala en un recipiente de vidrio o en una bolsita de polietileno. *(Continúa)*



◄ Pasta dental.

Método de separación	Aplicación industrial
Destilación	Obtención de licores, de alcohol etílico de 96°G.L; extracción de aceites; obtención de productos derivados del petróleo y de aire líquido.
Cristalización	Producción de azúcar, sal y antibióticos.
Filtración	Purificación o clarificación de la cerveza y del agua. Fabricación de filtros de aire.
Decantación	Separación del petróleo del agua de mar; tratamiento de aguas residuales; separación de metales.
Sublimación	Purificación de ácido benzoico, de azufre; separación de compuestos orgánicos; fabricación de hielo seco; liofilización.
Evaporación	Concentración de jugos de frutas; obtención de la sal del mar y de otras sales, como la de magnesio; fabricación de leches concentradas; deshidratación de frutas.
Cromatografía	Separación de pigmentos y proteínas; obtención de colorantes para cosméticos.
Centrifugación	Fabricación de azúcar; separación de polímeros; separación de sustancias sólidas de la leche; separación del plasma de la sangre; en análisis químicos y de laboratorio (sangre y orina).

Completa el siguiente mapa conceptual



Evaluación formativa

Contesta correctamente cada una de las siguientes cuestiones:
Anota en el espacio la palabra **físico** o **químico**, segú sea el tipo de fenómeno que se está verificando:

a) Cortar leña ________________________________

b) Cocinar los alimentos ________________________________

c) Servir leche ________________________________

d) Reflejar el Sol con un espejo ________________________________

e) Disolver tinta en agua ________________________________

f) Preparar un pastel ________________________________

g) Encender el motor del coche ________________________________

h) Pintar la casa ________________________________

i) Vaciar un colado para losa ________________________________

j) Doblar una lámina de aluminio ________________________________

k) Una piña fermentada ________________________________

Evaluación formativa

Selecciona la opción que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda:

1. (   ) Ciencia que estudia los materiales que constituyen el universo, su composición, estructura, propiedades y cambios que sufren.

a) Biología *b*) Bioquímica *c*) Física *d*) Química

2. (   ) Ciencia que estudia los fenómenos químicos que se presentan en los seres vivos.

a) Fisicoquímica *b*) Bioquímica *c*) Biología *d*) Ecología

3. (   ) Cantidad de partículas contenidas en una sustancia.

a) Materia *b*) Masa *c*) Energía *d*) Peso

4. (   ) Capacidad que tienen las sustancias para realizar un trabajo.

a) Fuerza *b*) Potencia *c*) Energía *d*) Poder

5. (   ) ¿Cuál de las siguientes sustancias líquidas contiene más cafeína?

a) Café de grano *b*) Café instantáneo *c*) Té negro *d*) Refresco de cola

6. (   ) Esta vitamina ayuda a la vista, dientes, huesos y cabello.

a) Vitamina A *b*) Vitamina K *c*) Vitamina C *d*) Tiamina

7. (   ) Elemento químico que ayuda a mejorar el metabolismo y el aparato digestivo.

a) Selenio *b*) Zinc *c*) Fósforo *d*) Magnesio

8. (   ) Lugar de una casa donde se presenta el mayor número de transformaciones químicas diariamente.

a) Cocina *b*) Sala *c*) Baño *d*) Jardín

1.2.3 Composición de la materia: átomos y moléculas

Cuando cortas una fruta, ¿hasta qué tamaño la puedes cortar? ¿Te has imaginado de qué tamaño son los átomos y las moléculas? ¿Qué es un átomo? ¿Has visto algún átomo físicamente? ¿Qué son los isótopos? ¿Quién consideró el átomo como una esfera sólida, compacta y sin carga? ¿Cuántas partículas subatómicas se conocen?

Figura 1.105



El átomo se ha convertido en el símbolo de nuestra época. Aquí se muestra el Atimium, erigido en Bruselas, Bélgica, exposición universal.

Los seres humanos somos *únicos, originales e irrepetibles.* Pertenecemos a una gran familia porque, a pesar de ser diferentes, nos parecemos.

El conocimiento actual que tenemos del átomo es el resultado de un gran esfuerzo de los científicos a través del tiempo; sin embargo, es algo que no está completo ni es absoluto. Los grandes avances tecnológicos con que contamos en la época moderna surgieron de las investigaciones sobre cómo está compuesta la materia y las partículas que la constituyen, así como del descubrimiento de sus diferentes propiedades cuando reacciona con otras sustancias, sin perder de vista el sano equilibrio, el cuidado y el desarrollo del ambiente que nos rodea.

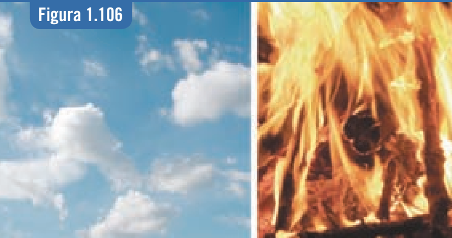
Gran parte de las actividades que se llevan a cabo en nuestro planeta dependen de la electricidad; la mayor parte de ésta se desplaza de un sitio a otro por medio de alambres de cobre. Ahora, supón que tomamos una muestra de un elemento y la dividimos en pedazos cada vez más pequeños.

Alrededor del año 400 a. C., los filósofos griegos **Demócrito** y **Leucipo** fueron los primeros en introducir la palabra **átomo**, *que se refería a una porción indivisible de la materia*. “Cuando se divide un pedazo de madera”, argumenta Demócrito, “es lógico admitir que la hoja del cuchillo penetra en intersticios existentes en la materia”. Las partículas últimas, indivisibles, de la materia, son los átomos. Cada uno de estos átomos eternos, indestructibles y eternamente invariables, representa una unidad parmenidiana (de Parménides). Los átomos no poseen sabor, olor ni color; todas estas propiedades no residen en la materia. Todas las cosas se componen de átomos.

Resumiendo la filosofía atómica antigua:

- Todas las cosas están compuestas de átomos sólidos.
- Un espacio o vacío, es decir, vacuidad, existe entre los átomos.
- Los átomos son eternos.
- Los átomos, por ser demasiado pequeños, no son visibles.
- Los átomos son indivisibles, homogéneos e incomprensibles.
- Los átomos difieren uno de otro por su forma, tamaño y distribución geométrica.
- Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

Figura 1.106







Estos cuatro elementos son los que formaban a la materia, según los griegos.

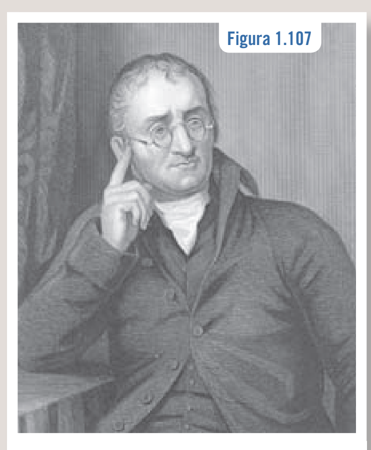
Los griegos consideraban que toda la materia se formaba a partir de la combinación de cuatro elementos fundamentales: *agua, tierra, aire y fuego.*

En la actualidad se han identificado 118 elementos, de los que únicamente 85 se encuentran permanentemente en la naturaleza: los elementos de número atómico 1 al 86.

1.2.4 Partículas subatómicas

Modelo atómico de Dalton

Alrededor de 1803 ganó gran aceptación la teoría de un científico inglés llamado John Dalton, que decía que la naturaleza de la materia y la forma en que los elementos se combinaban sugería la existencia de un límite hasta el que se podía dividir un elemento. Actualmente sabemos que al dividir una muestra de cobre en trozos cada vez más pequeños, finalmente se encuentra una unidad básica que no es posible seguir dividiendo sin que la naturaleza del elemento cambie. Esta unidad básica se llama átomo y con su conocimiento se facilita el estudio de las reacciones químicas. Conforme la ciencia ha avanzado, el concepto de átomo ha cambiado también.



John Dalton, padre de la teoría atómica moderna.

A principios del siglo XIX y retomando la explicación propuesta por Demócrito, John Dalton, en su teoría atómica, estudió los átomos y utilizó símbolos para representar su combinación; usaba círculos negros para los átomos de carbono, los círculos blancos indicaban los átomos de oxígeno y un círculo negro junto a otro blanco simbolizaba al monóxido de carbono. Además, al mismo tiempo que formulaba su teoría, publicó una tabla de masas atómicas en la que asignó la masa de 1 al hidrógeno, el átomo más ligero de todos.

Los postulados de Dalton, incluso con sus errores que se han corregido con el paso del tiempo, y los nuevos descubrimientos proporcionaron una base de trabajo; por ello, se le considera el padre de la teoría atómica moderna.



Símbolos atómicos propuestos por Dalton.

- Los elementos están formados por partículas muy pequeñas, separadas, indivisibles e indestructibles llamadas átomos.
- Los átomos de un mismo elemento son idénticos y poseen las mismas propiedades físicas y químicas, pero son diferentes de los de otro elemento, digamos: los átomos de plata (Ag) son idénticos entre sí, por tanto, tienen las mismas propiedades pero, si se comparan con los átomos de sodio (Na), sus propiedades son diferentes.
- Los compuestos químicos se forman al unirse los átomos de dos o más elementos distintos. Por ejemplo: el agua (H_2O) se obtiene de la unión de dos átomos de hidrógeno (H) con uno de oxígeno (O); el vinagre o ácido acético (CH_3COOH) resulta de la unión de dos átomos de carbono (C), dos de oxígeno (O) y cuatro de hidrógeno (H).
- Al combinarse los átomos de dos elementos iguales para formar una serie de compuestos, lo hacen en una relación sencilla de números enteros, por ejemplo, en el agua (H_2O) y en el agua oxigenada (H_2O_2) la relación es de 2 a 1 y de 2 a 2, respectivamente.

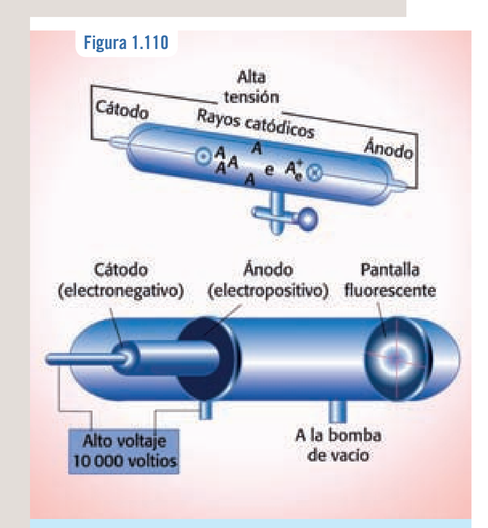
Hoy día sabemos que los átomos se pueden dividir liberando gran cantidad de energía en forma de calor, mismo que puede ser transformado en energía eléctrica. La palabra átomo se conserva por cuestiones meramente históricas.

De acuerdo con los postulados anteriores, Dalton creó su modelo atómico, en el que el átomo se consideraba como una esfera sólida, maciza, pequeña, indivisible y de peso fijo.

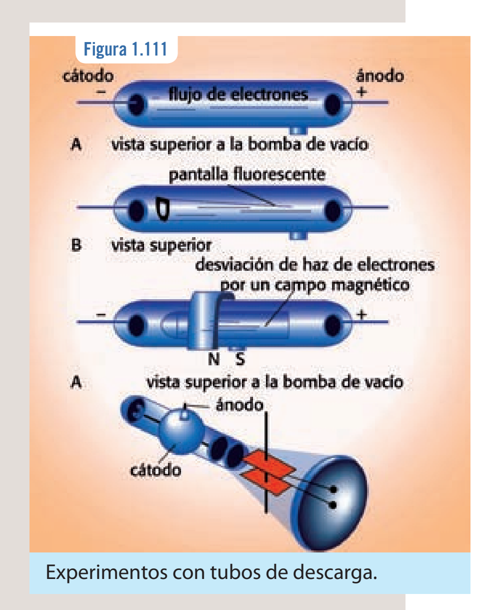


Modelo atómico de Dalton.

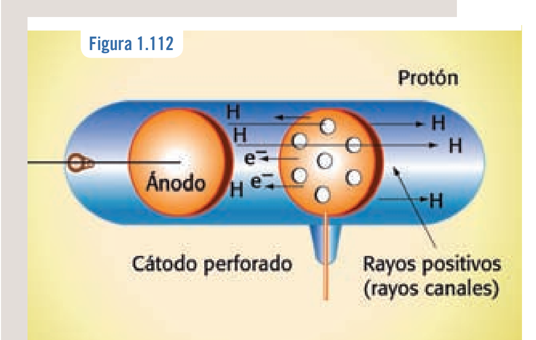
La teoría de Dalton describe de manera adecuada lo mejor del pensamiento de su tiempo, pero esos postulados no permiten sostener los conceptos modernos de la estructura atómica y molecular.



Tubos de descarga.



Experimentos con tubos de descarga.



Mediante un tubo de rayos catódicos modificado, Goldstein descubrió rayos que viajaban en dirección opuesta a la de los rayos catódicos.

Posteriormente se descubrieron los **rayos catódicos**, que son producidos de un tubo al vacío, con dos electrodos dentro de un recipiente hermético. El nombre de catódicos se debe al hecho de que si se aplica un potencial eléctrico, entre los electrodos, impulsa los rayos del electrodo llamado **cátodo**, directamente al otro llamado **ánodo**.

Gracias a los esfuerzos realizados por **Julius Plücker** (1859) y su alumno **Johann W. Hittorf** (1869), y al trabajo de **William Crookes** (1886) y otros, se demostró que los rayos catódicos:

1. Son desviados por campos magnéticos y eléctricos.
2. Producen sombras.
3. Hacen girar un pequeño molinete si se encuentra en su trayectoria.
4. Producen luminiscencia en una pantalla fluorescente, colocada en su trayectoria y paralela a ella.
5. Producen fluorescencia en las paredes del propio tubo de rayos catódicos.

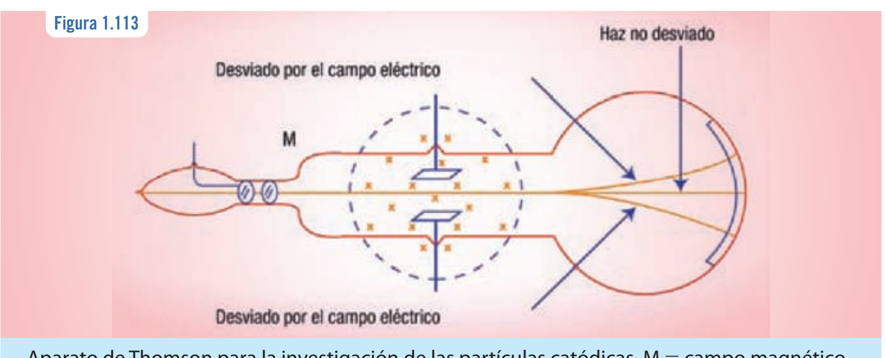
Estos rayos catódicos son repelidos por una placa cargada negativamente y atraídos hacia una placa con carga positiva, lo que permite deducir que estos rayos tienen **carga negativa** y por primera vez se sospechaba la divisibilidad de la materia.

El protón y los rayos canales

En 1886, el físico alemán **Eugen Goldstein** descubrió en un tubo de rayos catódicos una luminosidad detrás del cátodo. Para identificar esos rayos, hizo una perforación en el cátodo y, al aplicar un potencial eléctrico, observó que un angosto haz de luz pasaba a través de la abertura. Con esto probó la existencia de **rayos positivos**, o **rayos canales**, que viajan en sentido opuesto al de los rayos catódicos.

El electrón y el modelo atómico de Thomson

Joseph J. Thomson, en 1897, partiendo del descubrimiento de los rayos canales y por las considerables modificaciones en el tubo de rayos catódicos, inventó el primer espectrómetro de masa. En su instrumento, dispuso la polaridad de los electrodos de manera que los rayos catódicos pasaran a través de un pequeño orificio en el ánodo, después de lo cual los rayos se enfocaban a través de otro pequeño orificio para que finalmente incidieran en una pantalla de sulfuro de cinc (ZnS) colocada en el fondo del tubo. Al comunicar energía al circuito, en condiciones de alto vacío, apareció en la pantalla de ZnS una mancha fluorescente característica de la relación carga a masa (e/m) del electrón. Esta mancha indica la relación entre la carga del electrón y su masa. Para enfocar el haz de rayos catódicos se aplicó un campo eléctrico y un campo magnético.



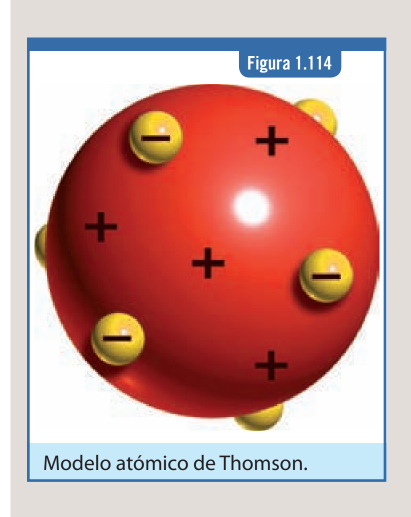
Aparato de Thomson para la investigación de las partículas catódicas. M = campo magnético.

De lo anterior, Thomson propuso un modelo atómico semejante a una gelatina con pasas. El átomo era una **esfera** de electrificación **positiva** en la que se encontraban incrustados los **electrones** (también se le conoce como el modelo del **budín** con pasas).

Se consideró que los electrones eran las primeras partículas constituyentes del átomo y que tenían "carga eléctrica negativa".

Como se vio antes con la teoría atómica de Dalton, el átomo puede definirse como la unidad básica de un elemento que puede entrar en combinación química. Dalton imaginó un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones que empezaron en la década de 1850 y se extendieron hasta el siglo XX han demostrado con claridad que los átomos en realidad poseen estructura interna; es decir, están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas **partículas subatómicas**. La investigación condujo al descubrimiento de tres de esas partículas: **electrones**, **protones y neutrones**. Otras partículas subatómicas como el mesón y el neutrino también son importantes, pero su presencia no afecta los cambios químicos.

Figura 1.114



Modelo atómico de Thomson.

Partícula	Carga eléctrica (Coulombs)	Masa		Localización en el átomo	Símbolo
		g	uma (unidades de masa atómica)		
electrón(−1)	-1.6×10^{-19}	9.1×10^{-28}	0.00055	giran alrededor del núcleo	e^-
protón(+1)	$+1.6 \times 10^{-19}$	1.67×10^{-24}	1.00727	en el núcleo	p+
neutrón(0)	1.68×10^{-24}	1.68×10^{-24}	1.00866	en el núcleo	n^0

Introducción a la Química

A 114 años del descubrimiento del electrón

El electrón, al que se debe la electricidad y la luz artificial que se usa cotidianamente, cumplió en 2011, 114 años de haber sido descubierto por Joseph John Thomson. En 1897 se anunció su descubrimiento: los átomos de Dalton no eran indivisibles, pues la luz ultravioleta, el calor, las fuerzas eléctricas, magnéticas y el impacto de átomos de rápido movimiento podían desprender de ellos pequeñas partículas electrizadas negativamente; además, señaló que todas esas partículas tienen la misma masa y carga eléctrica, se encuentran en todos los átomos de los elementos químicos y que su masa es inferior a la milésima parte de la masa de un átomo de hidrógeno.

Figura 1.115



Los electrones giran alrededor del núcleo.

1.2.4.1 Número atómico

El número atómico (**Z**) **es el número de protones en el núcleo de cada átomo de un elemento**. En un átomo neutro, el número de protones es igual al número de electrones, de tal manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. Por ejemplo, el número atómico del oxígeno es 8; esto significa que cada átomo neutro de oxígeno tiene ocho protones y ocho electrones. O bien, visto de otra manera, cada átomo en el universo que contenga ocho protones se llama correctamente "oxígeno".

La cantidad de protones dentro del núcleo de un átomo o el número de electrones en la órbita del mismo, se conoce como *número atómico.*

Z = número atómico = número de electrones = número de protones

Cada elemento tiene un número atómico propio y éste se registra en la tabla periódica.

1.2.4.2 Número de masa

El número de masa **(A)** es el número total de protones y neutrones que hay en el núcleo del átomo de un elemento. A excepción del hidrógeno en su forma más común, que tiene un protón y ningún neutrón, todos los núcleos atómicos contienen ambos, protones y neutrones.

A = número de masa = número de protones + número de neutrones

A = número de masa = número atómico + número de neutrones

El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico:

número de neutrones = A − Z

$$n^0 = A - Z$$

El número de masa siempre es un número entero y no está registrado en la tabla periódica, pero es posible determinarlo utilizando la masa o peso atómico (número fraccionario que sí se incluye en la tabla periódica), aproximando el valor de éste al número entero inmediato superior o inferior según sea el caso:

Masa atómica del Na = 22.9	Número de masa del Na = 23
Masa atómica del Ru = 101.07	Número de masa del Ru = 101

De esta manera, conociendo el número de masa del átomo y su número atómico (número de p^+ o número de e^-), es posible calcular el número de neutrones que hay en el núcleo de un átomo:

Número de neutrones = número de masa − número atómico

Ejemplos:

Número de neutrones del Na (sodio) = 23 − 11 = 12

Número de neutrones del Ru = 101 − 44 = 57

Número de neutrones del Cl = 35 − 17 = 18

Evaluación formativa

Consultando la tabla periódica de los elementos, determina el número de electrones, protones y neutrones, para cada uno de los elementos siguientes:

Elemento	Electrones	Protones	Neutrones
Li			
Mg			
Fe			
Al			
P			
C			
F			
K			
N			
Ba			

1.2.4.3 Masa atómica e isótopos

Una de las propiedades de un átomo es su masa, misma que se relaciona con el número de electrones, protones y neutrones en el átomo.

Una de las diferencias importantes entre los átomos de distintos elementos es que presentan masas diversas. Sabemos que la masa de un átomo depende principalmente **de la cantidad de neutrones y protones que contenga**, **y que la suma de protones y neutrones siempre es un número entero (no puede haber fracciones de protones ni de neutrones)**; sin embargo, la tabla periódica registra valores fraccionarios para las masas de la mayoría de los elementos.

Por acuerdo internacional se considera que un átomo del isótopo de carbono, que tiene seis protones y seis neutrones (llamado carbono 12), presenta una masa exactamente de 12 unidades de masa atómica (uma). Este átomo de carbono 12 sirve como patrón, de modo que una unidad de masa atómica (uma) se define como una masa exactamente igual a 1/12 de la masa de un átomo de carbono 12.

$$\text{masa de un átomo de carbono 12} = 12 \text{ uma}$$

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa de un átomo de carbono 12}}{12}$$

Se ha demostrado de manera experimental que, en promedio, un átomo de hidrógeno tiene sólo 8.400% de la masa del átomo patrón de carbono 12. Si se acepta que la masa de un átomo de carbono 12 es exactamente 12 uma, entonces la masa atómica del hidrógeno es: $0.08400 \times 12 = 1.008$ uma.

Cálculos similares demuestran que la masa atómica del oxígeno (O) es de 16.00 uma y la del hierro (Fe) es de 55.85 uma.

Hemos hablado de que en un mismo elemento pueden existir átomos diferentes debido a los isótopos; de hecho, la mayoría de los elementos son mezclas de isótopos con distintas masas atómicas, es decir, en la muestra de un elemento existen diferentes porcentajes de isótopos. Entonces la masa o peso atómico es la suma porcentual promedio de las masas isotópicas de una muestra de átomos de un mismo elemento.

Evaluación formativa

Completa el siguiente cuadro:

	$_{17}Cl^{35.45}$	$_{11}Na^{22.9}$	$_{19}K^{39.1}$
Número atómico			
Número de masa			
Masa atómica			
Protones			
Electrones			
Neutrones			

Isótopos

Un átomo de un elemento dado siempre contiene el mismo número de protones y electrones (éste es el número atómico); pero después de efectuar un estudio profundo de los átomos de los elementos, se determinó que para la mayoría de éstos existen dos o más tipos de átomos. La diferencia entre estas clases de átomos del mismo elemento es que contienen distintas cantidades de neutrones. A estos átomos se les denomina **isótopos**.

Los isótopos son átomos de un mismo elemento con igual número atómico (Z) *y diferente número de masa* (A), *debido a un número de neutrones distinto.*

Ejemplo:

Los isótopos de hidrógeno son:

$_1H^1$	$_1H^2$	$_1H^3$
protio	**deuterio**	**tritio**
un protón	un protón	un protón
un electrón	un neutrón	dos neutrones
	un electrón	un electrón

Aunque un elemento tenga isótopos, todos sus átomos se comportan de la misma manera debido al número de electrones. De las tres partículas subatómicas, el electrón es el que manifiesta más efectos ya sea en la conducción eléctrica o en una reacción química. Los isótopos radiactivos tienen un amplio campo de aplicación

en medicina tanto para el tratamiento de tumores como para esterilizar material y equipo quirúrgico; en la industria del petróleo y de la petroquímica para separar fracciones; también es posible utilizarlos en el análisis, trazado y seguimiento de ríos, minerales, detergentes, elaboración de polímeros, producción de energía, y más.

Lamentablemente, las radiaciones que este tipo de isótopos generan pueden dañar las células de los seres vivos (animales, vegetales y del organismo humano) y a partir de ciertas dosis ocasionan tumores malignos y mutaciones genéticas. Tal vez el primer uso de los isótopos radiactivos fue en la fabricación de bombas (atómica, de neutrones, entre otras) con fines bélicos, pero esto definitivamente motivó la investigación y así se encontró un mayor campo de aplicación con fines benéficos.

Isótopos y abundancia isotópica de algunos elementos

Elemento	Número de masa	Abundancia isotópica (%)	Masa	atómica (uma)
H	1	1.0078	99.98	
	2	2.0141	.02	**1.003**
C	12	12.000	98.9	
	13	13.0033	1.1	**12.011**
O	16	15.9949	99.79	
	17	16.9991	.04	
	18	17.9992	.2	**15.9994**
S	32	31.972	95.06	
	33	32.971	.74	
	34	33.968	4.18	
	36	35.967	.32	**32.064**

Introducción a la Química

Otras partículas subatómicas

En la actualidad se conocen muchas partículas subatómicas, además de las ya conocidas, lo que ha permitido borrar las fronteras entre la física, la química y en algunos aspectos, la biología. Las implicaciones tecnológicas correspondientes también han cambiado radicalmente el modo de vida del ser humano, para bien o para mal. Desde la hipótesis atómica de los griegos, en tres ocasiones el ser humano creyó haber alcanzado el anhelado nivel de lo verdaderamente elemental e indivisible. Primero los átomos, luego los componentes del núcleo y, recientemente, los quarks y los leptones. Hay evidencias experimentales, directas o indirectas, de cinco sabores y tres colores de quarks, cinco leptones, el fotón, ocho gluones y tres bosones intermedios. Además, se tiene la seguridad de la existencia de un sabor más de quark, un neutrino y un campo de Higgs. Contando las antipartículas correspondientes, el número supera las 60 partículas.

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

El increíble mundo menguante

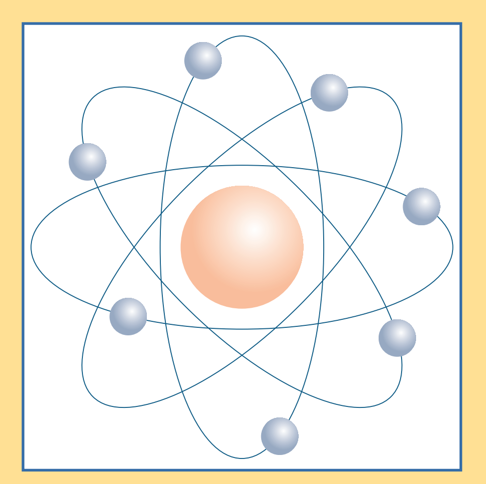
Todo el cosmos está formado sólo por cuatro partículas elementales: el quark arriba, el quark abajo, el electrón y el neutrino.

La naturaleza se rige por fuerzas. Gracias a ellas, los planetas se mantienen dentro del Sistema Solar; los átomos se desintegran. Los físicos han reconocido varios tipos fundamentales de fuerzas en las que se basan todos los fenómenos naturales. La primera es la interacción fuerte, que actúa en el seno del núcleo atómico. Su oponente es la interacción débil, responsable de las desintegraciones radiactivas y que, junto con el electromagnetismo, forma la llamada fuerza electrodébil. Por último, está la más famosa de todas, la gravitación.

El conocimiento de esas fuerzas ha servido a la ciencia para simplificar poco a poco el árbol genealógico de la materia, en extremo complicado después de la aparición de cientos de componentes durante la década de 1960.

Murray Gell—Mann, del Instituto de Tecnología de California, y George Zweig, en ese entonces investigador del Centro Europeo para la Investigación en Física de Partículas (CERN), en Ginebra, propusieron en 1964 reunir los cientos de partículas pertenecientes a la familia de los hadrones, es decir, las que son sensibles a las interacciones inertes, en un grupo único. Entre ellas estaban el protón y el neutrón, además de una lista de partículas que pasa del centenar. Todas ellas tenían una característica común: estaban compuestas por unos corpúsculos hasta entonces desconocidos a los que llamaron quarks.

Gell—Mann tomó este nombre de un pasaje del libro *Finnegan´s Wake*, del irlandés James Joyce (“Three quarks for muster mark”). En realidad, se trata de una palabra inventada que, según el traductor del libro al castellano, Víctor Pozanco, nos remite a los vocablos *quark* (graznido) o *quart* (jarra). Sea como fuere, lo cierto es que esa palabra invadió para siempre el mundo de la física. Al principio se aislaron sólo tres quarks, el *up* (arriba), el *down* (abajo) y el *strange* (extraño), con los que se podían construir todos los hadrones conocidos. Sin embargo, el descubrimiento de nuevas partículas, así como el conocimiento cada vez más profundo de sus comportamientos, harían necesaria la existencia de un cuarto quark, el *charm* (encanto), detectado en 1974 en la Universidad de Stanford, en San Francisco. A partir de entonces, la teoría fue plenamente aceptada. La existencia de un quinto quark, el *bottom* (fondo), fue comprobada en el laboratorio Fermi, en las proximidades de Chicago, en 1977.



Al mismo tiempo, comenzaba a establecerse una analogía entre los quarks y los leptones, la otra gran familia de partículas que sólo son sensibles a la interacción electrodébil. Por el momento se conocen seis leptones: el electrón, el neutrino, el muón, el neutrino del muón, el tau y el neutrino del tau. En correspondencia, debía haber un sexto quark, al que se llamó *top* (cima), cuya detección se ha confirmado recientemente en el colisionador de partículas Tevatron del laboratorio Fermi, en Chicago.

Actividad de aprendizaje

Realiza la lectura que se presenta a continuación y contesta las preguntas que se plantean al final.

¿Qué hay dentro de una manzana?



Una manzana nos sirve para conocer de qué se compone la materia. Si la cortáramos en trozos más allá de lo que el ojo humano puede ver, el primer escalafón con el que nos encontraríamos serían las moléculas, constituidas por átomos que, a su vez, se componen de electrones y núcleo. Los núcleos están formados por los protones y los neutrones. Dentro de ellos están los quarks, las porciones menores de materia que el hombre ha podido conocer hasta este momento. En realidad, todas las cosas y los seres se forman sobre cuatro de estos constituyentes: los dos quarks llamados arriba y abajo, siempre atados a las partículas del núcleo, y el electrón y el neutrino. Las otras dos familias de quarks y leptones se extinguieron tras el *Big Bang*. El quark arriba tiene carga positiva, mientras su contrario, el quark abajo, está cargado negativamente, igual que el electrón, que interviene en la electricidad y en las reacciones químicas. El neutrino del electrón no tiene carga eléctrica.

Cuatro fuerzas son las responsables de que hoy se mantengan unidos los átomos como las galaxias. Los físicos creen que están integradas en una única superfuerza.

Forma espacial	Interacción	Fuerza relativa	Partícula portadora	Dónde se manifiesta
	Fuerza fuerte Mantiene unido el núcleo del átomo	1	Gluón	Núcleo
	Fuerza electromagnética Mantiene unido el átomo	1/1 000	Fotón	Átomo
	Fuerza débil Provoca la desintegración radiactiva	1/100 000	Bosones	Desintegración radiactiva
	Gravitación Mantiene unido el Sistema Solar	10^{238}	Gravitón	Sistemas planetarios

La cuadrilla que une el Universo.

Los físicos opinan que estas cuatro interacciones no son más que formas de una fuerza única que actuó al principio de los tiempos. Las condiciones de la naturaleza no permiten que hoy se produzca la unificación; pero continúan las investigaciones para saber cómo fue aquella superfuerza original.

¿Cuántas partículas fundamentales constituyen un átomo? ______________________________

¿Cuántas partículas subatómicas se conocen en la actualidad? ___________________________

¿Los aparatos modernos permiten descubrir más partículas subatómicas? __________________

Justifica tu respuesta. ____

¿Todavía faltan por descubrirse más? ____

Justifica tu respuesta. ____

____

1.2.5 Propiedades físicas y cambios físicos

Los elementos se presentan de diferentes formas en la naturaleza, por ejemplo, el azufre (S) es amarillo, el hierro (Fe) es magnético y el agua hierve a 100 °C. Éstas son propiedades particulares de diferentes sustancias; sin embargo, tienen algo en común. Podemos observar el color del azufre, levantar el hierro con un imán o medir el punto de ebullición del agua sin cambiar su identidad química. Tales propiedades se clasifican como físicas. El término "cambio físico" se utiliza para hacer referencia a procesos en los que no cambian las identidades químicas. Separar una mezcla de azufre y hierro con un imán es una separación física. La ebullición del agua es un cambio físico: el vapor que se desprende sigue siendo agua (H_2O).

Las propiedades físicas se identifican por medio de la realización de mediciones numéricas, y es entonces cuando podríamos decir que la acetona ($CH_3{-}CO{-}CH_3$), que se utiliza para quitar el esmalte de las uñas, hierve a menor temperatura que el agua; y también que el etilén glicol ($CH_2{-}OH{-}CH_2{-}OH$) o anticongelante, hierve a una temperatura mayor que el agua. Sólo midiendo los puntos de ebullición de esas sustancias podemos asegurar lo que hemos mencionado (acetona, 56 °C; agua, 100 °C y etilén glicol, 197 °C).

También es posible decir que el plomo (Pb) es más pesado que el aluminio (Al), siempre y cuando se comparen dos piezas del mismo volumen. Sin embargo, esta diferencia se expresa mejor dando el valor numérico de la densidad (masa/volumen) de cada metal (densidad del plomo = 11.3 g/cm^3, densidad del aluminio = 2.7 g/cm^3), con lo cual no se requiere que las piezas sean del mismo volumen. Otras propiedades físicas usuales que nos ayudan a distinguir a las sustancias son: su olor, punto de fusión, solubilidad, estado físico, dureza, entre otras.

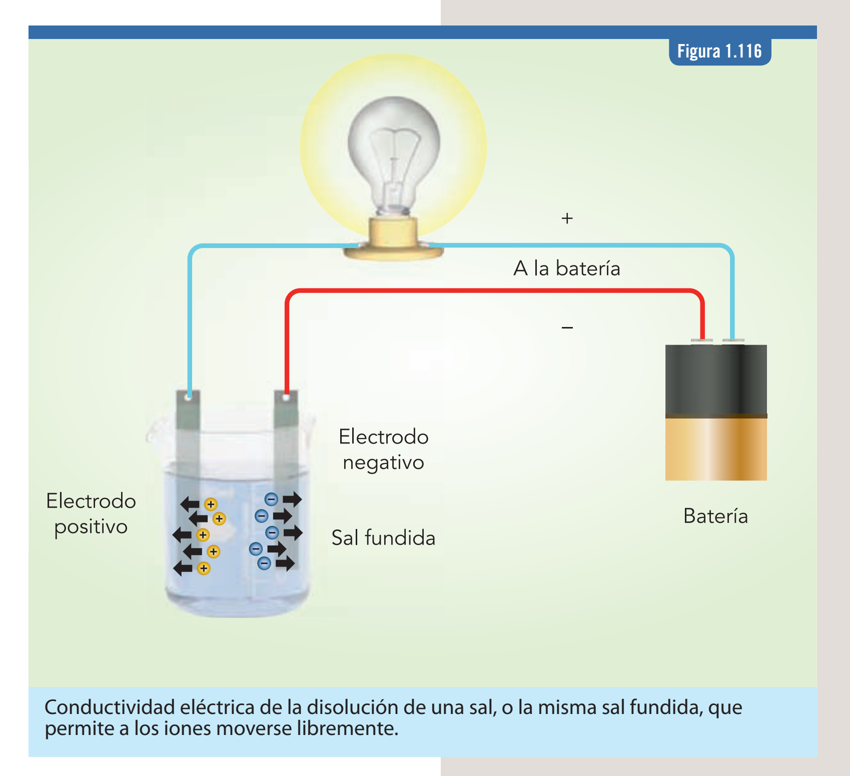
En la siguiente tabla se muestran las propiedades generales de los compuestos moleculares y los iónicos:

Compuestos moleculares	Compuestos iónicos
Están formados por la combinación de no metales con otros no metales o con metales menos reactivos.	Están formados por la combinación de metales reactivos con no metales reactivos.
Gases, líquidos o sólidos.	Sólidos cristalinos.
Los sólidos son quebradizos y débiles o suaves y cerosos.	Duros y quebradizos.
Bajos puntos de fusión.	Altos puntos de fusión.
Bajos puntos de ebullición (−250 a 600 °C).	Altos puntos de ebullición (700 a 3 500 °C).
Malos conductores del calor y la electricidad.	Buenos conductores de la electricidad cuando se funden; malos conductores del calor y la electricidad cuando son sólidos.
Muchos son insolubles en agua pero solubles en solventes orgánicos.	Muchos son solubles en agua.
Ejemplos: CH_4, CO_2, NH_3, $CH_3{-}CH_2{-}CH_3$.	Ejemplos: NaCl; CaF_2.

Se puede observar que una de las principales diferencias entre ellos es la propiedad de los compuestos iónicos de conducir fácilmente la electricidad, que depende de

la presencia de los iones que lo forman y que son las partículas conductoras que se mueven dentro del recipiente que los contiene y permiten que fluya la corriente de un circuito externo. Sin embargo, para que tengan esa movilidad, el compuesto iónico debe disolverse en agua o fundirse.

Los iones positivos (cationes) se mueven hacia el electrodo negativo (cátodo), y los iones negativos (aniones) hacia el electrodo positivo (ánodo). A un compuesto que conduce la electricidad en estas condiciones se le llama electrolito. Los compuestos iónicos son electrolitos sin importar cuándo se disuelvan en agua, porque los iones se separan de su estructura cristalina y se mueven en la disolución. Las moléculas de los compuestos moleculares, que aun disueltas en agua o en cualquier otro líquido no están suficientemente cargadas para conducir la corriente, reciben el nombre de no electrolitos.



Conductividad eléctrica de la disolución de una sal, o la misma sal fundida, que permite a los iones moverse libremente.

1.2.6 Propiedades químicas y cambios químicos

En contraste con los cambios físicos, hay procesos que dan como resultado un cambio en la composición química. Cuando se quema la gasolina de un motor de combustión interna, se convierte en una mezcla de gases formada por dióxido de carbono (CO_2), óxido nítrico (NO_2), monóxido de carbono (CO) y vapor de agua (H_2O). El hecho de que una sustancia se queme en el aire, algo que ocurre con las gasolinas, el queroseno y las sustancias similares, es una propiedad química.

El término “cambio químico” se utiliza para describir procesos que dan como resultado un cambio en la identidad química. La combinación de hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2) para formar agua (H_2O) es un cambio químico o una reacción química, un proceso en el que una o más sustancias (los reactivos, que pueden ser elementos o compuestos, o ambos) se convierten en una o más sustancias diferentes (los productos, que también pueden ser elementos o compuestos, o ambos). En el caso que se ha mencionado en párrafos anteriores, la expresión química sería:

$$\underbrace{H_2 + O_2}_{\text{reactivos}} \longrightarrow \underbrace{H_2O}_{\text{producto}}$$

Una reacción química promueve un nuevo arreglo entre los átomos. El número y los tipos de átomos en los reactivos y los productos permanecen constantes, conforme a la ley de la conservación de la materia que se verá en el tema siguiente.

Otros cambios o reacciones químicas que ocurren con frecuencia son la oxidación del fierro, el cambio de color de las hojas de los árboles en otoño, la formación de burbujas de dióxido de carbono cuando se disuelve una tableta antiácida en agua y el sabor agrio de la leche cuando no se refrigera. Casi todos los cambios químicos van acompañados por cambios de energía. Por ejemplo, se añade calor para que se logren los cambios físicos de fusión y ebullición, se desprende calor cuando se llevan a cabo las reacciones químicas de combustión. Pero hay muchas otras reacciones químicas, como la fotosíntesis, que requieren energía de sus alrededores para que las reacciones se efectúen.



La disolución en agua de una tableta antiácida es un ejemplo de cambio químico.

Actividad de aprendizaje

Ubica las siguientes actividades cotidianas en la columna correspondiente según sea un fenómeno físico o químico:

Comer un helado, doblar una lámina de cobre, vaciar un bote de basura, limpiar el piso de la casa, encender una lámpara de pilas, encender un motor eléctrico, realizar un dibujo con un lápiz o grafito, realizar un dibujo con pinturas al óleo, introducir una cuchara en agua, beber agua, hornear un pastel, podar el césped.

Fenómeno físico	Fenómeno químico

1.2.7 Ley de la conservación de la materia

La química moderna, como ciencia, empieza su desarrollo en el siglo XVIII, gracias a los pioneros de la medición química como **Lavoisier**, **Priestley**, **Gay Lussac**, **Scheele**, **Coulomb**, **Avogadro**, **Davy**, **Berzelius** y muchos otros, quienes proporcionaron los fundamentos experimentales de las teorías atómicas actuales.

Durante esta época aparecen los primeros vínculos entre el laboratorio y la industria química. Se construye la primera fábrica de ácido sulfúrico en Inglaterra. El desarrollo de la industria química (vidrio, jabones, textiles) se tradujo en la fabricación a gran escala de carbonato de sodio. En 1796, Parker descubrió el cemento y se desarrolló también la siderurgia.



Figura 1.118

Antoine Laurent Lavoisier.

Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) sobresale en la historia como el **primer investigador** que se acerca a la **química** con el rigor del método cuantitativo, hasta entonces exclusivo de la física. Introdujo el principio de conservación de la masa para interpretar las reacciones químicas, y escribió, aunque de forma rudimentaria, la primera ecuación química. Alrededor de 1771, Lavoisier empezó a interesarse por el problema que presenta el aire atmosférico en las reacciones de combustión y propuso que el aumento de peso al calentar el metal se debía a la combinación de éste con el oxígeno del aire y no al flogisto. Fue así como se aventuró a explicar la formación de un metal a partir de sus minerales; éstos eran una combinación de metal y gas; cuando se calentaban con carbón, éste tomaba el gas del mineral, formando dióxido de carbono y el metal libre.

Los descubrimientos de Lavoisier de que el peso de los productos de la reacción es igual al de los reactivos que habían desaparecido, y de que el peso total permanece constante, ha sido comprobado en múltiples experimentos; por lo que se puede

formular la siguiente ley: "Cuando se lleva a cabo una reacción química, la masa no se crea ni se destruye; la masa total de los productos de la reacción es exactamente igual a la masa total de todos los reactivos de los cuales se obtuvieron los productos."

Esta ley es fundamental en el cálculo de la masa de las sustancias que participan en una reacción.

1.2.8 La energía y las reacciones químicas

Los cambios físicos y químicos van siempre acompañados por cambios de energía: es posible transferir energía entre un sistema y su ambiente de dos maneras distintas: el ambiente puede trabajar sobre el sistema o el sistema puede hacer trabajo sobre el ambiente. Por ejemplo, el sistema que se va a considerar es un trozo de cobre. Al martillarlo, realizamos trabajo sobre él.

Asimismo, los gases producidos por la combustión dentro del cilindro en el motor de un automóvil, considerando éste como un sistema, realizan trabajo sobre el motor al expandirse y empujar el pistón del cilindro hacia arriba. Esto se lleva a cabo por medio del poder calorífico de la gasolina en combustión, y la energía se transfiere en forma de calor.

La ley de la conservación de la energía se debe a **Mayer**, y establece que *"la energía del universo se mantiene constante de tal manera que no puede ser creada ni destruida, y sí cambiar de una forma o clase a otra"*.

En toda reacción química puede ocurrir que ésta desprenda calor o que necesite una energía de activación para realizarse. Los átomos poseen una energía potencial al estar unidos mediante enlaces y precisamente esto provoca los cambios de energía en las reacciones químicas. Así, se obtienen reacciones llamadas *exotérmicas* (desprenden calor) del sistema, u otras que necesitan de calor para verificarse (absorben calor), llamadas *endotérmicas*.

En expresión matemática:

$$A + B \longrightarrow C + D + \text{calor (desprende calor; reacción exotérmica)}$$

$$A + B + \text{calor} \longrightarrow C + D \text{ (absorbe calor; reacción endotérmica)}$$

Como se observa en una reacción exotérmica, el calor es un producto y se puede escribir al lado derecho de la ecuación de reacción; en las reacciones endotérmicas es posible considerar al calor como un reactivo y se escribe del lado izquierdo de la ecuación. Los siguientes ejemplos muestran el calor en una reacción exotérmica y una endotérmica.

$$H_2(g) + Cl_2(g) \longrightarrow 2HCl(g) + 183 \text{ kJ } (44 \text{ Kcal}) \quad \textbf{Exotérmica}$$

$$N_2(g) + O_2(g) + 181 \text{ KJ } (43.2 \text{ Kcal}) \longrightarrow 2NO(g) \quad \textbf{Endotérmica}$$

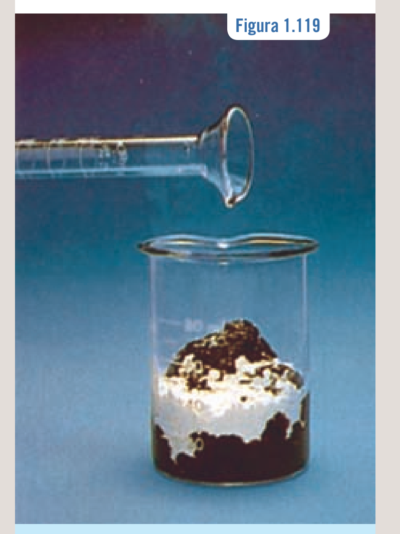


Figura 1.119

Reacción química del azúcar con el ácido sulfúrico concentrado.

Introducción a la Química

Reacciones exotérmicas y endotérmicas

1. En un tubo de ensayo coloca 3 o 4 mL de una disolución concentrada de sulfato de cobre(II) y unas gotas de ácido sulfúrico concentrado; añádele unos trozos de papel de aluminio. Observa cómo se desprende un gas, con un considerable aumento de temperatura, y al mismo tiempo que el aluminio desaparece, se forma el cobre metálico rojizo.
2. En 10 mL de agua disuelve 2 g de nitrato de potasio. Nota cómo la temperatura del líquido disminuye, lo que significa que ha absorbido energía en forma de calor.

De los experimentos anteriores podemos concluir que a la primera reacción se le llama exotérmica, pues de ella se desprende energía en forma de calor. Por el contrario, al segundo proceso se le conoce como endotérmico, pues se absorbe energía en forma de calor. Por tanto, a la cantidad de energía térmica producida en una reacción se le llama calor de reacción, y las unidades empleadas son los kilojoules o las kilocalorías.

Las reacciones químicas se realizan a volumen o presión constante, por lo que decimos que en una reacción se evalúa el calor en esas dos condiciones.

Cuando se evalúa a presión constante, hablamos de un calor a presión constante, mismo que se representa así: (Q_p).

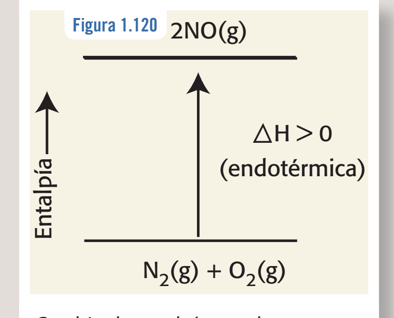
Dicho valor se conoce como entalpía (del griego *enthalpein*, que significa calentar), cuya representación es la siguiente: $H = Q_p$.

Por otra parte, el cambio de entalpía para un proceso a presión constante está dado por las condiciones finales del proceso menos las condiciones iniciales. Dicho de otra manera:

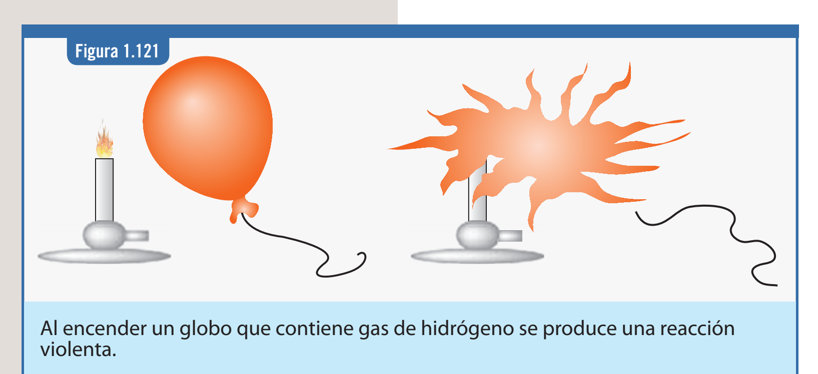
Cambio de entalpía = entalpía final − entalpía inicial

$$\Delta H = H_{final} - H_{inicial}$$

La expresión anterior nos dice que el cambio de entalpía, ΔH, es el calor adicionado a (o perdido por) un sistema a presión constante. Por consiguiente, si estudiamos una reacción en un recipiente abierto a la atmósfera como un matraz, ΔH será igual al flujo de energía en forma de calor; por esa razón, el cambio de entalpía se suele llamar *calor de la reacción*.



Cambio de entalpía para la combustión de $N_2(g)$ y $O_2(g)$ para formar 2NO(g). El sistema absorbe calor de su entorno, aumentando su entalpía. El proceso es endotérmico y ΔH es positivo.



Al encender un globo que contiene gas de hidrógeno se produce una reacción violenta.

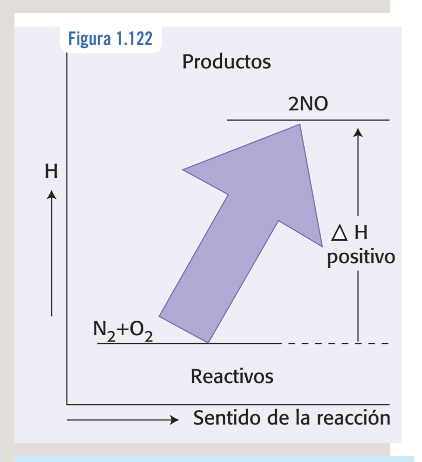
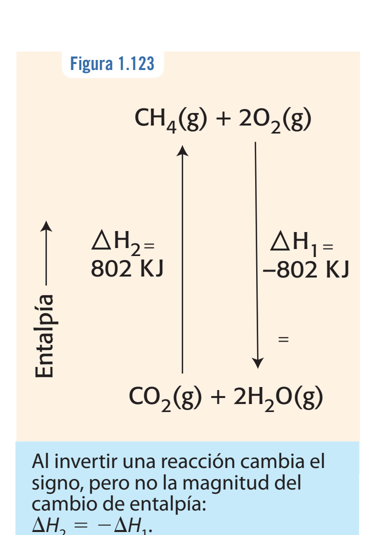
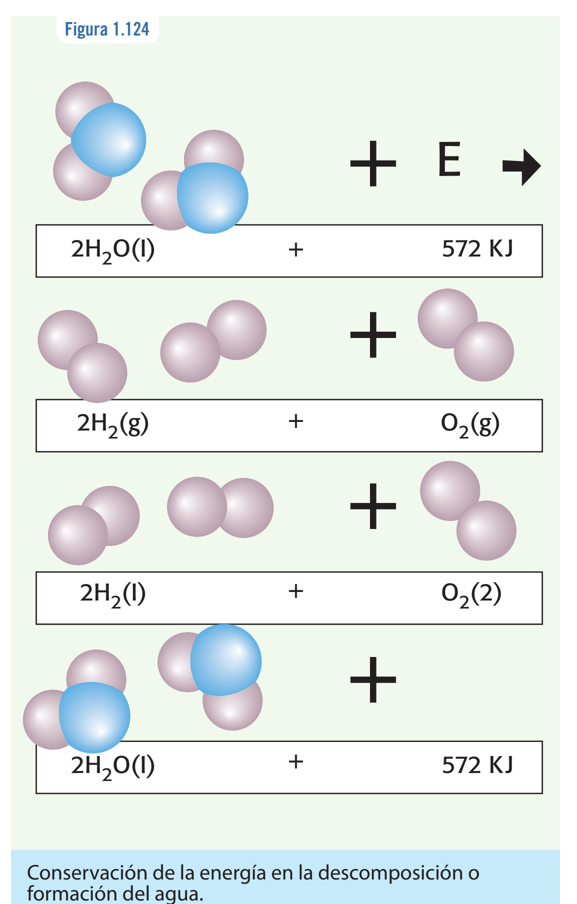


Diagrama entálpico de una reacción endotérmica.



Al invertir una reacción cambia el signo, pero no la magnitud del cambio de entalpía: $\Delta H_2 = -\Delta H_1$.



Conservación de la energía en la descomposición o formación del agua.

Actividad de aprendizaje

Cálculo del consumo de energía

¿Sabes cuánta energía gastas al realizar diversas actividades cotidianas?		
Alimentos	**Valores energéticos en calorías**	**Gastados después de**
1 manzana	65	2 min de podar el pasto
1 huevo	80	8 min de trotar
1 rebanada de pan de centeno	100	12 min de nadar
1 plátano (170 g)	105	25 min de jugar badminton
1 copa de vino blanco	105	25 min de bailar
1 pieza de pan (40 g)	110	13 min de jugar tenis
1 rebanada de pan integral	120	24 min de jugar boliche
1 porción de yogur con fruta (150 g)	150	25 min de caminar
1 ración de crema batida (150 g)	150	40 min de quehaceres domésticos
200 g de carne de ave	210	30 min de andar en bicicleta
50 g de queso tipo Gruyère	210	60 min de caminata vigorosa (a 3 km/h)
½ litro de cerveza	235	40 min de caminar
1 rebanada de pastel de cerezas	290	50 min de caminar
150 g de helado	300	60 min de jugar pelota
½ litro de leche entera	330	70 min de caminar
2 salchichas (150 g)	375	47 min de jugar tenis
1 chuleta de puerco mediana con grasa (125 g)	470	90 min de caminar
1 barra de chocolate (110 g)	565	85 min de andar en bicicleta

Con base en la información anterior, anota a continuación los alimentos que consumes durante un día y calcula el número de calorías ingeridas. Por otro lado, anota las actividades y el consumo de calorías que tuviste.



Figura 1.125

El ejercicio físico y una buena alimentación nos permite tener un cuerpo sano.

(*Continúa*)

Actividad de aprendizaje

(Continuación)

Alimentos consumidos durante un día	Calorías adquiridas

Actividades realizadas durante un día	Calorías consumidas

¿Es igual el número de calorías que consumiste y el que gastaste? ______________________

¿Por qué? ______________________

____

¿Qué sugieres realizar para que el número de calorías sea igual? ______________________

____

¿Qué beneficios tendrías? ______________________

____

Conclusiones: ______________________

____

____

____

____

____

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

¿Cuál es el "peso ideal" de una persona?

Para calcular de manera aproximada el peso ideal de una persona se resta 100 a su estatura; por ejemplo, si mide 1.75 m o 175 cm, su peso ideal sería:

$$\text{Peso ideal} = 175 - 100 = 75 \text{ kg}$$

¿Cuál sería tu peso ideal? ______________ ¿Por qué? ____________________________

____



Figura 1.126

Debes evitar subir de peso desde tu niñez para lograr una excelente salud.

1.2.9 El Sol, el mayor proveedor de energía

La energía que nos llega del Sol, originada por las reacciones continuas de fusión que ocurren en él, tiene una potencia de cerca de ¡3.8×10^{26} watts! (joule/s). Esta energía está formada por una mezcla de radiaciones electromagnéticas. Aproximadamente 99% de la energía solar se encuentra en forma de luz y calor (radiación visible e infrarroja del espectro electromagnético, respectivamente), y el resto en forma de partículas de alta energía (rayos **X** y rayos gamma), y de mucha menor energía, como ondas de radio. De 99%, cerca de 9% es radiación ultravioleta (que antes del agotamiento y la formación de los "agujeros en la capa de ozono", era absorbida casi totalmente por esta última, arriba de la atmósfera), 40% es radiación o luz visible, y 50% es radiación infrarroja (energía térmica o calorífica).

La Tierra sólo recibe una minúscula fracción de la energía solar (cerca de 4.5×10^{-8}%), y la mitad de ésta es reflejada hacia el espacio. Sin embargo, esta cantidad aparentemente reducida de la energía producida por el Sol que recibe la Tierra, es enorme, cerca de 13 000 veces la energía que se consume cada año en todo el planeta.

Como todos sabemos, el Sol es la principal fuente de energía con que cuenta el planeta. Los vegetales verdes aprovechan la energía radiante del cuando la transforman en energía química por medio de la fotosíntesis, y de ahí se establecen cadenas alimenticias en las que se transfiere la energía, gracias a los alimentos.

El Sol es la fuente última de toda la energía de que dispone la Tierra. La energía solar es la que nos permite habitar este planeta. Calculemos, pues, cuánta de ella recibimos.

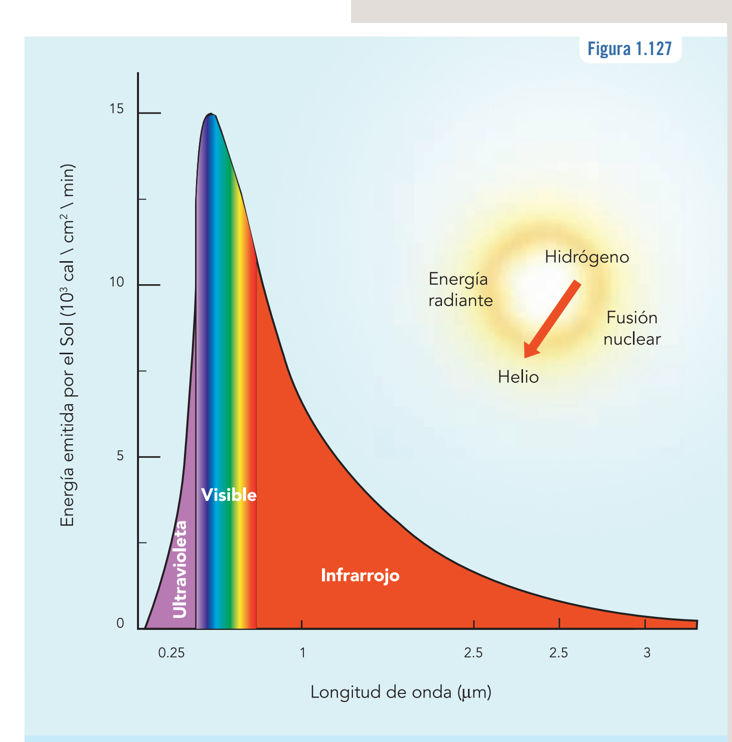
La superficie exterior de la atmósfera recibe cada minuto una energía equivalente a 2 cal/cm^2, valor que se conoce como constante solar. Expresada en unidades SI, la energía recibida por segundo es de 1 390 joules/m^2.

Admitiendo que el Sol sólo incide medio día sobre cada mitad de la Tierra, obtenemos un valor de: 1 390/ 4 = 347.5 joules/m^2.

Todo ocurre, pues, como si cada m^2 de la parte exterior de la atmósfera recibiera 347.5 joules por segundo.

Si la atmósfera absorbe 30% de esta energía todavía queda:

$$(0.7)\ (347.5) = 243.25 \text{ joules/m}^2$$



Espectro de la energía solar que recibimos.

Si las nubes transmiten 75% de la energía restante, absorbiendo y reflejando 25%, resulta:

$$(0.75)\ (243.25) = 182.4 \text{ joules/m}^2$$

Como el suelo refleja un término medio 8%, la energía restante es igual a:

$$(0.92)\ (182.4) = 167.8 \text{ joules /m}^2$$

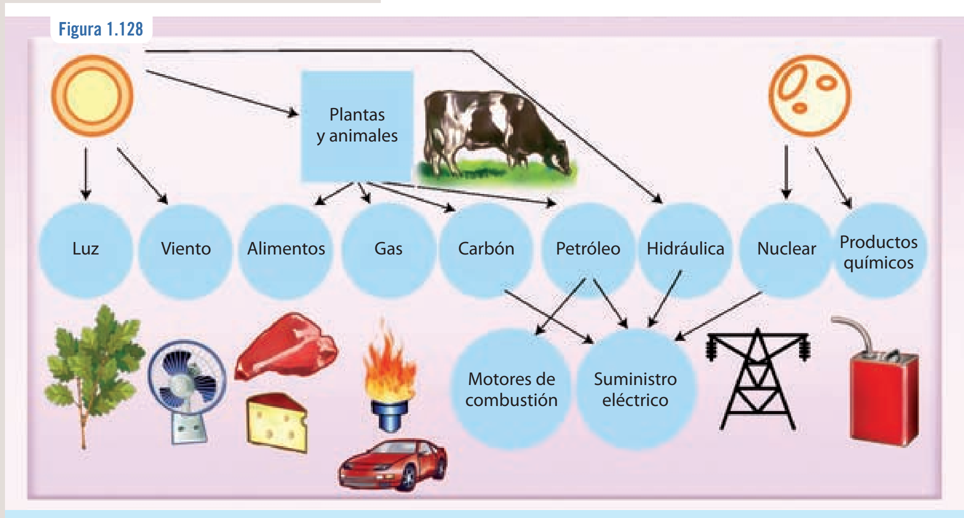
Por tanto, cada metro cuadrado de suelo terrestre recibe en promedio 167.8 joules por segundo. En total, la Tierra recibe cada segundo:

$$(167.8)\ (4\pi R^2) = 8.9 \times 10^{16} \text{ joules}$$

Si finalmente se admite un error en los cálculos de 50% y se reduce el valor obtenido a la mitad, llegamos a la conclusión de que la potencia "instalada" por el Sol sobre la superficie terrestre es del orden de $4.\ 45 \times 10^{16}$ vatios, equivalente por tanto a 44 500 000 centrales nucleares de tipo medio (1 000 MV).

No obstante, de los datos anteriores no deben obtenerse conclusiones precipitadas. En la actualidad, la mayor parte de esa energía se desaprovecha. No basta que llegue, debemos aprender a captarla para hacerla útil.

En el siguiente esquema se ilustra lo anterior:



La principal fuente de energía proviene del Sol.

La Tierra recibe de manera permanente una radiación solar: Un alto porcentaje de ésta se refleja en las capas altas de la atmósfera y vuelve al espacio, 47% se convierte en calor y 23% interviene en la evaporación del agua, proceso que representa, indirectamente, el origen de la energía hidráulica producida por el hombre en las presas. Una parte de la radiación se transforma en energía mecánica (vientos, olas, corrientes), energía que puede ser aprovechada mediante centrales eléctricas.

Aparte de la que se obtiene de la fisión nuclear, de la geotermia y de las mareas, casi toda la energía que consumimos proviene de la pequeñísima fracción solar, menos de un milésimo, fijada por la fotosíntesis de los vegetales. Una parte infinitesimal de esta energía nos sirve para respirar y alimentarnos. La fotosíntesis provee, asimismo, energía en forma de combustibles fósiles, como el petróleo, el carbón y el gas natural, surgidos de un proceso de formación de varios millones de años. Estos combustibles se utilizan en las centrales térmicas.

También es posible utilizar la fotosíntesis que realizan las algas, pues éstas contienen una hidrogenasa de la que se produce hidrógeno. Las algas, que se desarrollan en grandes cantidades, también generan metano, después de una fermentación, o pueden usarse como combustible.

Asimismo, se puede captar directamente la energía solar en estaciones solares orbitales, inmensos satélites cubiertos por una red de pilas fotovoltaicas que pueden convertir directamente la radiación solar en electricidad. La corriente eléctrica, en forma de microondas, se envía después hacia la Tierra donde llega a una antena fija; esta radiación se transforma en corriente eléctrica. Finalmente, redes de pilas fotovoltaicas instaladas en la Tierra reciben directamente la energía solar.

También es posible captarla por medio del calor que guardan los océanos.

1.3 El Sol, horno nuclear

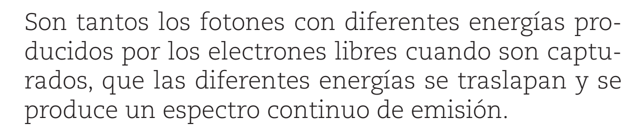
El Sol es una esfera de gases incandescentes, formada por varias capas principales. La capa principal exterior, la fotósfera, es la capa visible del Sol, tiene cerca de 500 km de espesor (el radio del astro es de 695 990 km) y está constituida principalmente de átomos de hidrógeno neutros.



Figura 1.129

Gracias a las PVs (pilas fotovoltaicas) de los satélites, la radiación solar se puede transformar en electricidad.

Tiene una temperatura superficial de 5 770 K y emite la luz cuando los átomos de hidrógeno capturan electrones libres que tienen una amplia gama de energía y provienen de la ionización de átomos metálicos. Esta energía permite a los electrones libres formar un orbital con dos electrones en los átomos de hidrógeno, y éstos adquieren temporalmente la estructura de iones hidrógeno negativos (H^{-1}) (un ion negativo de hidrógeno tiene una vida promedio de 10^{-8} s). La energía de los electrones libres se pierde al ser capturados por otros átomos de hidrógeno, emitiéndose entonces una serie de fotones.



Son tantos los fotones con diferentes energías producidos por los electrones libres cuando son capturados, que las diferentes energías se traslapan y se produce un espectro continuo de emisión.

Arriba de la *fotósfera* (en lo que podría considerarse como la atmósfera del Sol), se encuentra una capa irregular, la *cromosfera*, de un promedio de 2 500 km de espesor, formada por gases rarificados. La temperatura es de 5 700 °C a casi 20 000 °C en la parte superior. Por último, encima de la cromosfera está la *corona*, una zona con gases altamente rarificados (su densidad promedio es de 10^{-19} g • cm^{-3}. a través de la cual la temperatura se eleva de 20 000 K en la base, a 1 millón de grados K. La corona no tiene un límite definido porque se difunde en el espacio exterior.

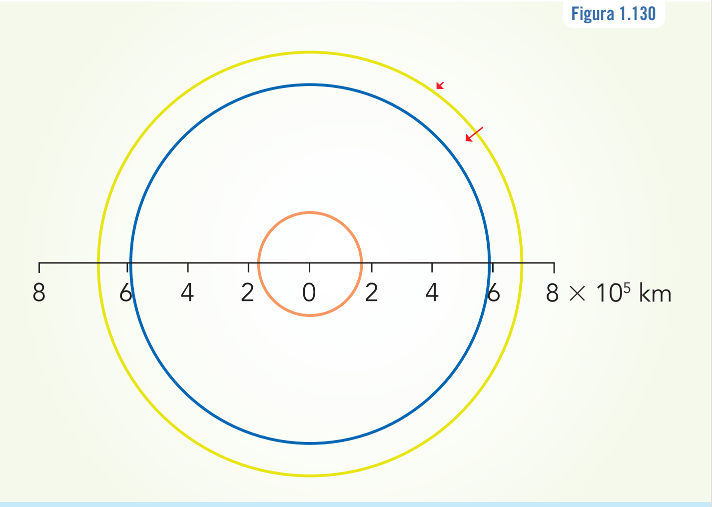


Figura 1.130

Estructura del Sol.

1.3.1 Radiactividad y desintegración nuclear

La radiación y el modelo atómico de Rutherford

En 1896, el interés del físico francés **Henri Becquerel** en la fluorescencia que aparece en las paredes de vidrio del tubo de rayos catódicos, lo llevó a descubrir por accidente la radiactividad**.** Olvidó un trozo de mineral de uranio sobre unas placas fotográficas vírgenes que estaban sobre su escritorio; al examinarlas después vio que estaban "veladas", a pesar de que la luz no pudo penetrar a través de sus envolturas intactas. Becquerel sospechó que el uranio debía emitir rayos capaces de atravesar el papel y aun el metal.

En el año de 1900, los esposos **Pierre y Marie Curie**, con base en la hipótesis de Becquerel, descubrieron el **radio**, que ha permitido llegar al conocimiento actual de la radiactividad. Se sabe que los átomos son similares a sistemas planetarios, y es natural suponer que los más complicados son los más inestables, como los derivados del uranio (92 electrones), el torio (90 electrones) y el actinio (89 electro-

nes). La radiactividad es la desintegración (fisión atómica) espontánea de estos átomos inestables. Al desintegrarse se transmutan, es decir, forman elementos más estables. Este fenómeno aportó ideas sobre la divisibilidad del átomo.

Una línea de experimentación completamente diferente llevó también al descubrimiento de las partículas cargadas positivamente. El físico alemán **Wilhelm Conrad Roentgen** (1845-1923) se interesó en la capacidad de los rayos catódicos para provocar la luminiscencia de ciertas sustancias químicas. Con el fin de observar la mortecina luz que se producía, oscureció la habitación y envolvió su tubo de vacío en una cartulina negra y fina. Trabajando en 1895 con dicho tubo observó un destello de luz que no provenía de éste. A bastante distancia del tubo se hallaba una hoja de papel cubierta con un producto químico que resplandecía, pero sólo cuando actuaban los rayos catódicos y no en otro momento.

Roentgen concluyó que cuando los rayos catódicos chocaban con el ánodo se creaba alguna forma de radiación que podía pasar a través del vidrio del tubo y del cartón que lo rodeaba, y chocar con los materiales circundantes.

En efecto, si se trasladaba el papel tratado químicamente a la habitación de al lado, seguía resplandeciendo cuando actuaban los rayos catódicos, ante lo que dedujo que la radiación era capaz de atravesar las paredes. Roentgen llamó a esta penetrante radiación **rayos X**, por desconocer de qué se trataba; esa denominación se ha conservado hasta la actualidad (posteriormente se determinó que los rayos X eran de la misma naturaleza que las ondas luminosas, pero con mucha más energía).

Ahora se sabe que los rayos X se producen por la intercepción de electrones a grandes velocidades mediante un blanco; el exceso de energía es lo que se manifiesta en forma de rayos X.

Figura 1.131



En medicina, el uso de los rayos X es de suma importancia para un buen diagnóstico.

Antes, dos investigadores, **Martin Heinrich Klaproth**, científico alemán, y **Joens Jacob Berzelius**, químico sueco, habían descubierto el uranio y el torio, respectivamente, a principios del siglo XIX.

Klaproth separó en 1789 el uranio del mineral pechblenda, que es un polvo negro. Aunque desde entonces se encontró que sus propiedades químicas eran muy diferentes a las de los elementos conocidos, durante mucho tiempo se le consideró de poca importancia y su uso se limitaba a ciertas ocasiones.

En esa época, Klaproth se sintió profundamente impresionado con el descubrimiento del planeta Urano, por lo que bautizó el elemento que recién había descubierto con el nombre de uranio. Mucho tiempo después, en 1818, Berzelius descubrió el torio al separarlo de un mineral conocido actualmente como torita.

Ni Klaproth ni Berzelius sospecharon que los elementos que habían descubierto llegarían a ser tan importantes en el desarrollo de la ciencia y mucho menos que de ellos emanaran radiaciones. En 1896, el físico francés **Antoine Henri Becquerel** descubrió este fenómeno en el uranio.

El mundo de la física se interesó en seguida por los rayos X, y entre los que comenzaron a experimentar con ellos se encontraba Becquerel (1852-1908).

Interesado en la capacidad de algunos productos químicos para resplandecer con una luz característica propia (fluorescencia) al ser expuestos a la luz del sol, se planteó la pregunta de si el resplandor fluorescente contenía o no rayos X.

En 1896, Becquerel envolvió una película fotográfica en un papel negro y la colocó bajo la luz del Sol, con un cristal de cierto compuesto de uranio encima. El cristal era una sustancia fluorescente, y si la luz emitida fuese simplemente luz ordinaria no pasaría a través del papel negro ni afectaría a la película fotográfica. Si hubiese en ellas rayos X, pasarían a través del papel y oscurecerían la película.

Becquerel observó que la película se había velado, pero descubrió que aunque el cristal no estuviera expuesto a la luz, es decir, que no hubiera fluorescencia, oscurecía la película fotográfica. En conclusión, los cristales emitían una radiación penetrante en todo momento.

Becquerel pronto se dio cuenta de que estas radiaciones provenientes del compuesto de uranio no eran originadas por una reacción química y que al aumentar la concentración del uranio en el compuesto químico la placa fotográfica se velaba más rápido que cuando la sal tenía menos uranio.

Observó también que el efecto producido no dependía de los otros elementos que había en las sales de uranio. Todo esto lo llevó a concluir que las emanaciones uránicas, como las llamó, eran independientes de la forma química en que se encontrara este elemento. Era difícil para los científicos creer que del uranio emanaran radiaciones, pero esto sólo fue el principio: no sabían que todo se complicaría y que sería aún más difícil explicar los fenómenos que seguirían apareciendo.

Así transcurrieron 107 años entre el descubrimiento del uranio y el hallazgo de que este elemento emana radiaciones.

Marie Sklodowska Curie (1867-1934), la primera mujer científica de renombre, dio a este fenómeno el nombre de **radiactividad**. Determinó que no todo el compuesto de uranio, sino específicamente su átomo, tanto si se hallaba en su forma de elemento como si formaba parte de un compuesto, era radiactivo. En 1898 descubrió que el torio, el metal pesado descubierto por Berzelius, también era radiactivo.



Figura 1.132

Marie Sklodowska Curie y su esposo Pierre Curie.

Madame Curie, polaca de nacimiento, llevó a cabo sus investigaciones con la ayuda de su marido, el francés Pierre Curie, físico notable. Al iniciar sus estudios de un mineral de uranio llamado pechblenda, ambos se dieron cuenta de que las radiaciones emitidas por este mineral eran más intensas que las observadas en los compuestos puros de uranio. De esta forma, Marie Curie empezó a separar por procesos químicos todos los elementos.

En cada paso del proceso de eliminación, su muestra se volvía más pequeña, pero se percató de que la intensidad de la radiación emanada era mayor, y quedaba un producto cuyas radiaciones eran cientos de veces más intensas que las emitidas por el uranio; observó, además, que dichas radiaciones eran capaces de atravesar el papel, la madera y hasta las placas de metal.

Este producto contenía un elemento químico desconocido hasta entonces, que los Curie identificaron a mediados de 1898 y llamaron **polonio**, en honor de la patria de Marie. Una vez separado el polonio de los residuos del mineral, éstos seguían emitiendo radiaciones, por lo que los esposos Curie concluyeron que debían contener aún otro elemento diferente al polonio y al uranio, pero con la misma propiedad de emitir radiaciones. Siguieron separando de estos residuos las fracciones de material que no despedían radiaciones de aquellas que sí lo hacían.

Finalmente, encontraron, en el mismo año, el elemento desconocido que era la fuente de las radiaciones misteriosas y lo denominaron radio. A esta propiedad que poseen el radio y otros elementos inestables, Marie Curie dio el nombre de **radiactividad**.

1.3.2 Rayos alfa, beta y gamma

Cuando se lleva a cabo una desintegración nuclear se presentan emanaciones de partículas a grandes velocidades, lo que se denomina radiación. Entre los distintos tipos de radiación tenemos los siguientes:

Partículas alfa ($\propto$): Son núcleos idénticos a los del helio (2 protones +2 neutrones), relativamente pesados y de carga positiva. Al emitirlos, el elemento cambia: el uranio se vuelve torio, el torio se vuelve radio, hasta concluir en el plomo y el talio. La pérdida de partículas de su núcleo tiene un efecto revolucionario sobre el átomo radiactivo. El uranio, por ejemplo, deja de ser uranio para convertirse en otro elemento: el torio. La diferencia entre los materiales básicos del universo (elementos) reside justamente en la cantidad de protones que contienen, y cuando

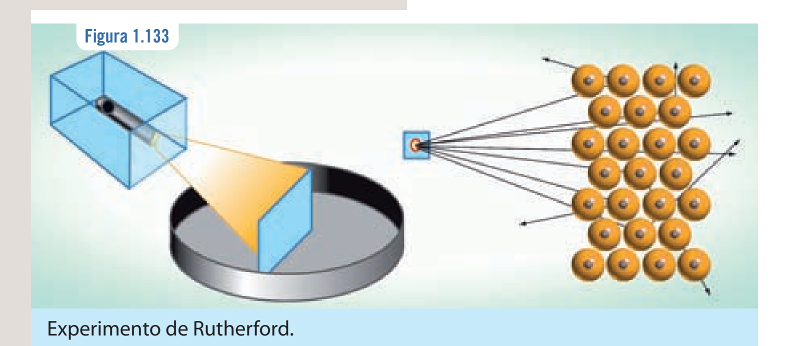
modifican alguno se transforman en otro elemento: se transmutan. Esto se conoce como desintegración radiactiva. No todos los átomos de uranio se desintegran de manera simultánea.

Partículas beta (β): Son semejantes a los electrones, análogos al del cortejo periférico del núcleo. Cuando el núcleo las emite, se producen cambios en la carga y en el mismo número atómico.

Rayos gamma (γ): No tienen carga ni masa. No son partículas, sino radiaciones electromagnéticas, cuya velocidad es la de la luz, pero cuya energía es enorme debido a que sus ondas son ultracortas. Es un fenómeno secundario que en general acompaña al decaimiento alfa y beta, pero no provoca que el elemento se transmute.

Con todo lo anterior, se demostró que la radiactividad está formada de tres tipos de decaimiento bastante diferentes, en presencia de un campo magnético. Las partículas alfa se desvían hacia un electrodo (carga positiva), los rayos beta hacia el lado contrario (carga negativa) y las gamma no sufren desviación alguna (son neutras).

Figura 1.133



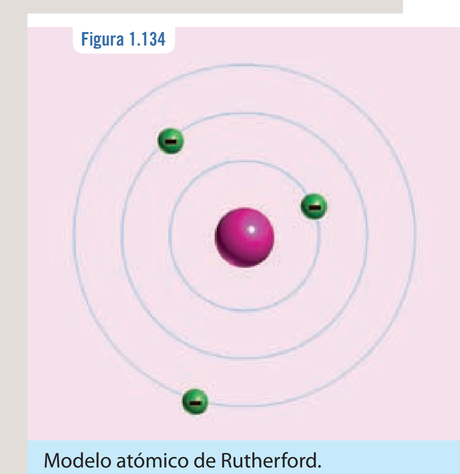
Experimento de Rutherford.

Unos 10 años después del descubrimiento de los rayos alfa, beta y gamma (1911), el inglés **Rutherford** propuso otro modelo atómico como resultado de sus experimentos al bombardear láminas de oro y platino con partículas alfa. Observó que la mayoría de dichas partículas penetraba las laminillas sin desviarse, excepto unas pocas. Algunas de ellas se desviaron formando ángulos, aunque una pequeña parte retrocedió hacia el haz incidente. Esto condujo a Rutherford a formular una nueva teoría sobre la estructura atómica, en la que colocó el núcleo en el centro del átomo y propuso que:

- La masa del átomo está concentrada en un núcleo pequeño situado en el centro.
- El diámetro del núcleo es, aproximadamente, 10^{-4} veces el del átomo.
- Los átomos están formados en su mayor parte por espacio vacío.

La masa y la carga positiva del átomo estaban concentradas en un núcleo y los electrones giraban a manera de satélites, describiendo diferentes trayectorias. Las dimensiones de este átomo eran 10^{-12} cm para el diámetro del núcleo y 10^{-8} cm (1 angstrom, Å) para la extensión del átomo.

Figura 1.134



Modelo atómico de Rutherford.

Si consideramos a **Thomson** como el descubridor del **electrón** por haber medido la relación entre su carga y su masa, debemos reconocer que el descubridor del **protón** fue el físico alemán **Wilhelm Wein** puesto que, en 1898, midió la relación entre la carga y la masa del protón.

El experimento de Rutherford estableció definitivamente que el protón era un componente del núcleo. Bombardeando nitrógeno con partículas alfa, Rutherford observó que se producían protones y oxígeno:

$$_7N^{14} + {}_2He^4 \longrightarrow {}_8O^{17} + {}_1H^1$$

Con este experimento, Rutherford logró por primera vez que se desprendieran protones del núcleo, y demostró que son unidades fundamentales de la estructura del núcleo atómico. Además confirmó la proposición de **William Prout**, enunciada en 1815, de que el hidrógeno es el elemento del que se originan todos los demás. También llevó a cabo la primera reacción nuclear artificial.

El neutrón y los experimentos de Chadwick

En 1932, durante los experimentos sugeridos por Rutherford, el físico inglés **James Chadwick** descubrió una partícula que tenía exactamente la misma masa que el

protón, pero no poseía ninguna carga eléctrica. Debido a que era eléctricamente neutra, se denominó neutrón; Chadwick reconoció que éste formaba parte de todos los núcleos, con excepción del hidrógeno.

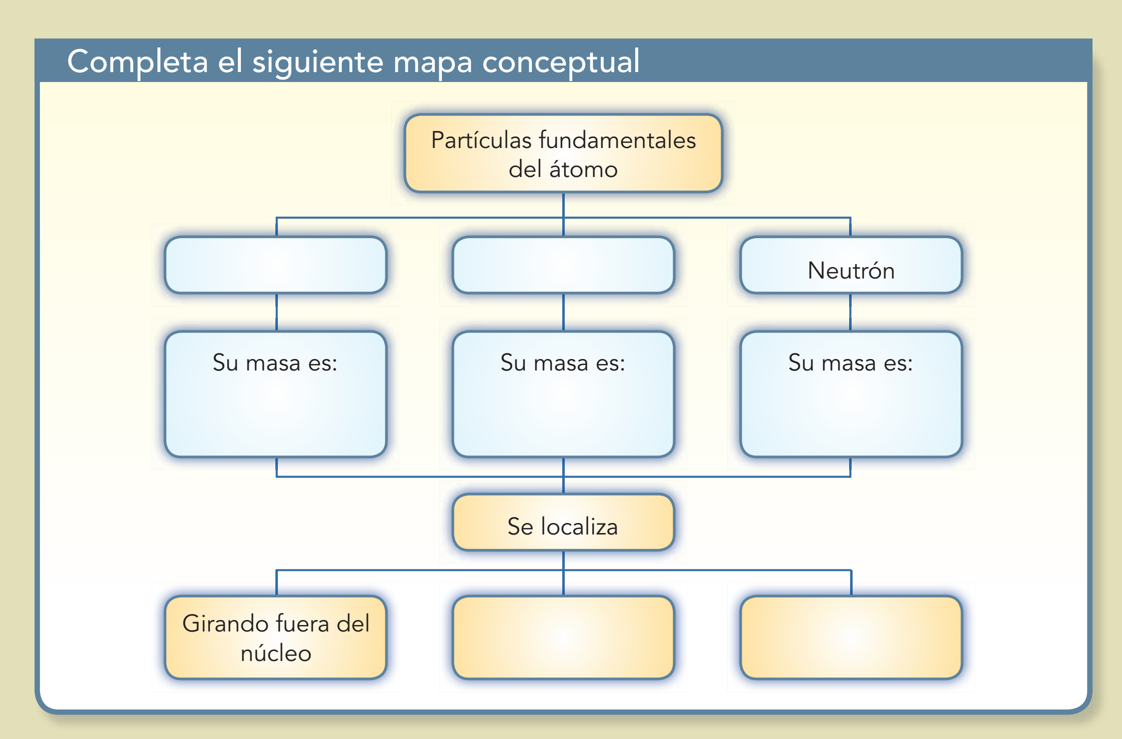
La existencia de los neutrones había sido predicha desde 1920. En 1930, **W. Bothe** y **H. Becker** obtuvieron una radiación de alta penetración al bombardear berilio con partículas alfa. Esta radiación, que posteriormente Chadwick identificó como formada por neutrones, desplaza protones de materiales que, como la parafina, contienen en sus estructuras combinaciones químicas del hidrógeno.

Dos años después, Chadwick propuso y demostró que el desprendimiento de un protón se efectúa a partir de la transferencia eficiente de energía entre protones y el bombardeo de partículas que tienen una masa aproximadamente igual a la del protón. El cálculo original de Chadwick indicó que el neutrón tenía 17% más masa que el protón. Trabajos recientes, más precisos, indican que sólo hay una diferencia de aproximadamente 0.1%. Las masas del protón y del neutrón son las siguientes:

$$m_p = 1.67252 \times 10^{-24} \text{ g}$$
$$m_n = 1.67482 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Actividad de aprendizaje

Dibuja tu modelo atómico, ubicando las partículas fundamentales, con sus características principales.



Selecciona la opción que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda. Explica tu respuesta considerando la relación que tiene lo teórico con el uso en una actividad experimental.

( ) Ennegrecer las placas fotográficas, ionizar a los gases y hacer los conductores de la electricidad, son algunas propiedades de:

a) las partículas alfa *b*) las partículas beta *c*) los rayos gamma *d*) los rayos X

( ) Son partículas poco penetrantes, pierden sus propiedades después de ser emitidas, su carga eléctrica es positiva, están constituidas por núcleos de helio:

a) gamma *b*) X *c*) beta *d*) alfa

1.3.3 Espectro electromagnético

Tan pronto como Rutherford descubrió el núcleo y propuso un modelo para el átomo en el que los electrones giraban alrededor del primero, surgieron objeciones. Debido a que un electrón es una partícula cargada, cuando se mueve en torno al núcleo por la atracción de su carga eléctrica, debería irradiar ondas electromagnéticas, con lo que perdería energía. Así, en la concepción básica de la teoría electromagnética, ese arreglo sería muy inestable.

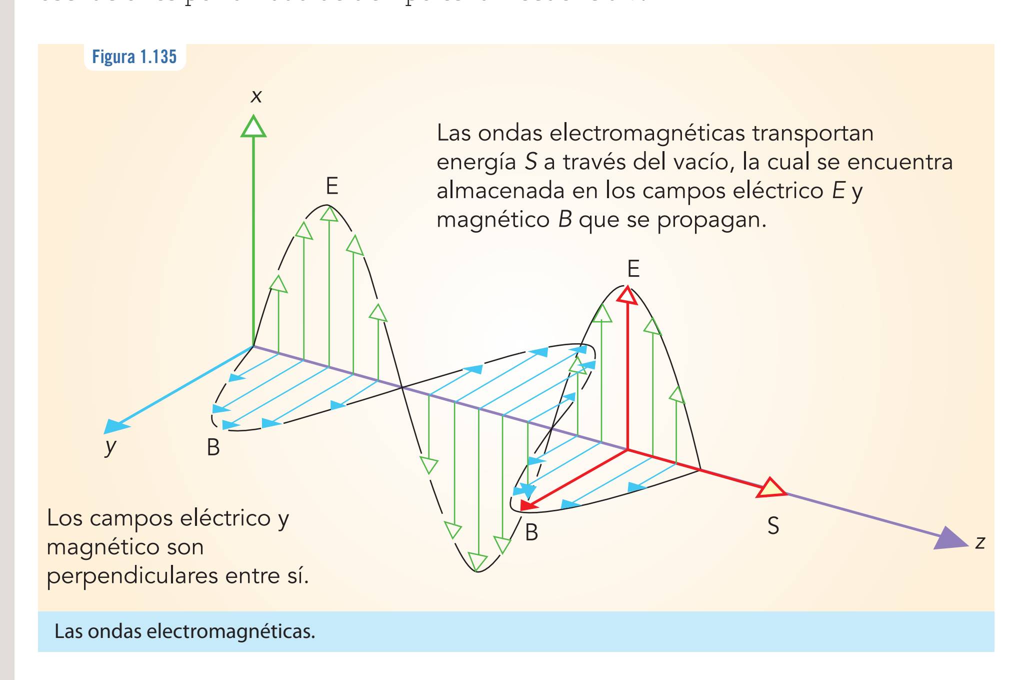
Hacia 1928, con el desarrollo de la mecánica cuántica, surgieron algunas dudas sobre la veracidad del modelo de protones y electrones. Primero, Werner Heisenberg había postulado que la descripción cuántica de una partícula implica una indeterminación en el conocimiento simultáneo de algunos fenómenos observables, lo que se conoce como principio de incertidumbre. Otra contradicción inquietante provenía de la espectroscopia molecular: las moléculas, como los átomos, por ser sistemas cuánticos, sólo pueden absorber o emitir cantidades determinadas de energía.

Para comprender mejor lo que se ha descrito es necesario incluir el estudio de la radiación electromagnética y dar una revisión a los conceptos ondulatorios y corpusculares de la luz.

La luz visible es una forma de energía electromagnética, sin embargo existen otras formas, como las ondas de radio, el radar y los rayos infrarrojos, ultravioleta, X, gamma y cósmicos, aunque todos ellos son imperceptibles a simple vista. El fenómeno luminoso ha sido un tema de estudio constante por parte de los científicos; durante mucho tiempo se pensó que la luz estaba formada de partículas que, en condiciones normales, se propagan en línea recta. Con este modelo pudo explicarse la propagación rectilínea y la reflexión de la luz. Sin embargo, fue imposible lograr una explicación satisfactoria de los fenómenos de difracción e interferencia. Para lo cual hubo que aceptar que la luz no era un fenómeno corpuscular, sino ondulatorio.

Al terminar el siglo XIX (1864) el carácter ondulatorio quedó firmemente establecido cuando Maxwel formuló las ecuaciones correspondientes, además encontró que el fenómeno luminoso sí era una pequeña parte de otro más amplio, el electromagnético, que incluye también las ondas de radio, las ultravioleta, las de infrarrojo, etcétera, y que estas ondas, en el vacío, se propagan con la misma velocidad: $c = 3 \times 10^8$ m/s en el espacio. Como en todas las ondas, la distancia entre los puntos máximos superiores o inferiores de la onda es la longitud de onda λ, y el número de oscilaciones por unidad de tiempo es la frecuencia υ.

Figura 1.135



Las ondas electromagnéticas.

La ecuación queda: $\mathbf{c = \lambda \cdot \upsilon}$

c = velocidad de la luz (cm/s)

λ = longitud de onda (cm/ciclo)

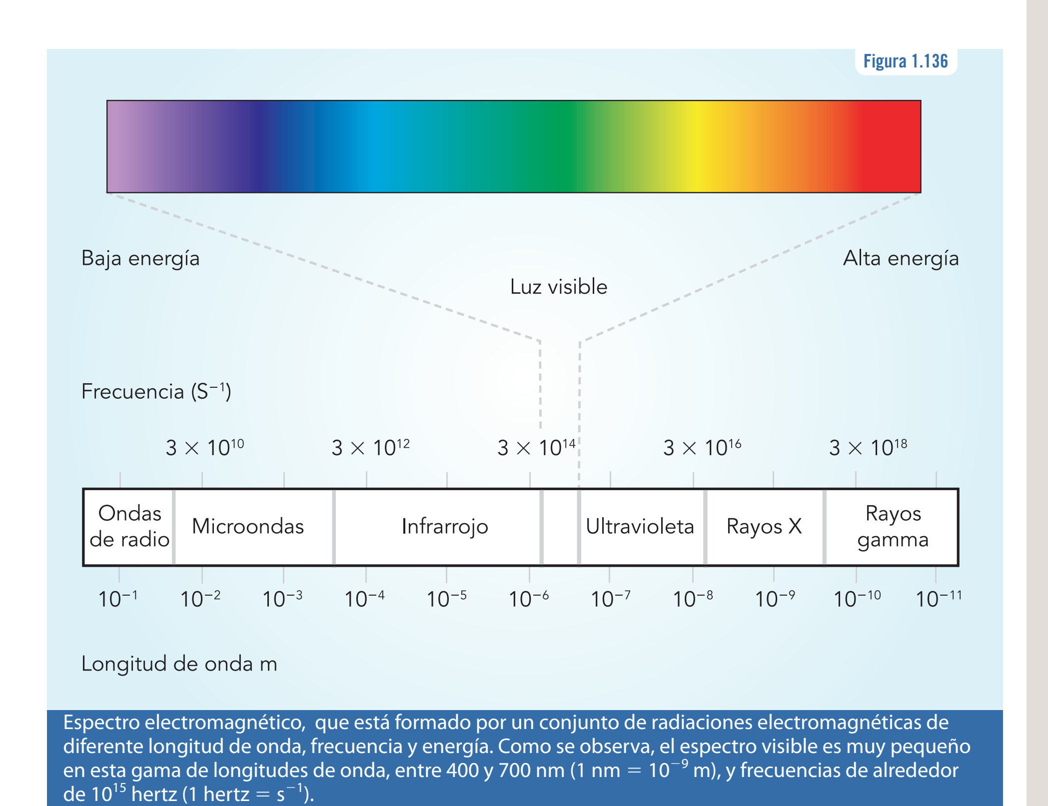
υ = frecuencia (ciclo/s)

Tabla 1.7 Comparación de las longitudes de onda, frecuencias y energía de las ondas electromagnéticas de diferentes regiones del espectro electromagnético

Región de donde proviene el fotón	Longitud de onda	Frecuencia (Hz)	Energía del fotón
Ondas de radio	1 km	3×10^{5}	1 neV
Microondas	1 cm	3×10^{10}	120 meV
Infrarrojo	10 mm	3×10^{13}	120 meV
Visible	550 nm	5×10^{14}	2 eV
Ultravioleta	100 nm	3×10^{15}	12 eV
Rayos X	0.05 nm	6×10^{18}	25 keV
Rayos gamma	0.00005 nm	6×10^{21}	25 MeV

La creencia en el carácter ondulatorio de la luz no tuvo una larga vida para explicar los efectos fotoeléctrico y Compton, así que fue preciso aceptar que la luz está formada por partículas que se propagan en el vacío con la velocidad de la luz.

Figura 1.136



Espectro electromagnético, que está formado por un conjunto de radiaciones electromagnéticas de diferente longitud de onda, frecuencia y energía. Como se observa, el espectro visible es muy pequeño en esta gama de longitudes de onda, entre 400 y 700 nm (1 nm = 10^{-9} m), y frecuencias de alrededor de 10^{15} hertz (1 hertz = s^{-1}).

1.3.4 Planck, la energía y los cuantos

En 1900, el famoso físico alemán **Max Planck**, desarrolló una ecuación matemática empírica para trazar una gráfica que relacionara la intensidad de la radiación con la longitud de onda. Planck pensó que la luz era producida de manera discontinua dentro de la cavidad de la esfera mediante un gran número de osciladores microscópicos, cada uno de los cuáles vibraba con una frecuencia característica (μ).

Encontró también que la energía de cada oscilador podría expresarse por:

$$\mathbf{E = h\nu}$$

donde:

$$h = 6.62 \times 10^{-27} \text{ erg seg}$$

A este número se le llama **constante de Planck**.

El trabajo de Planck marca el comienzo de una disciplina conocida como **mecánica cuántica** que sirve de base al **concepto moderno de la estructura atómica y molecular**.

Basándose en los conceptos de Planck y en la validez de la ecuación de Rydberg**,** en 1908 **Einstein** llegó a la conclusión de que los **átomos absorben y emiten energía en pequeñas cantidades**, **cuantos**, a menudo descritos como "haces de energía".

La diferencia entre la energía absorbida o emitida se debe al desplazamiento que sufre un electrón de un nivel de energía a otro. Un átomo se excita por la absorción de una cantidad característica de energía que causa el desplazamiento de un electrón de un nivel hacia otro más alejado del núcleo. El átomo puede "autoestabilizarse" por emisión de la misma cantidad de energía en la forma de luz. Puesto que la luz se origina de esas transiciones electrónicas y puede ser absorbida por el proceso inverso, se considera discontinua y compuesta de pequeños cuantos llamados **fotones**. Un fotón es el resultado de una transición electrónica y tiene una energía de $E = h\nu$.

Figura 1.137



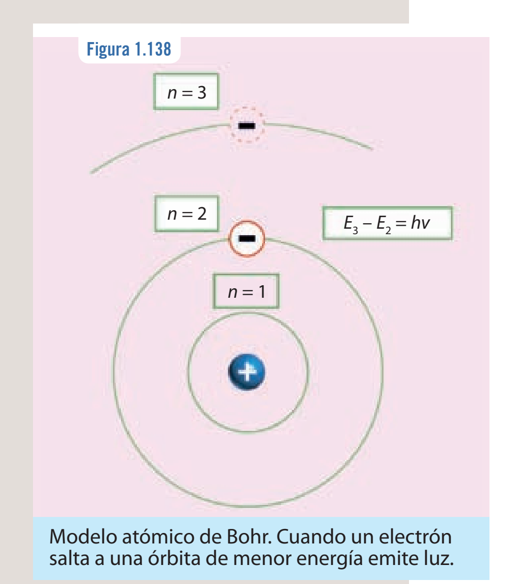
Las variaciones de energía potencial de un libro en un estante se realizan en "saltos". Así ocurre con los electrones en los átomos.

1.3.5 Espectros del átomo de hidrógeno y teoría atómica de Bohr

En 1913, **Niels Bohr**, físico danés, modificó el modelo de Rutherford y propuso otro de tipo planetario del átomo de hidrógeno. Sus postulados son:

- Los electrones en los átomos ocupan niveles discretos.
- Esos electrones no irradian energía en forma continua como enunciaba la teoría electromagnética de la materia.
- Los electrones pueden alcanzar niveles de energía más altos al absorber cantidades fijas de ella.
- Los electrones que caen a niveles más bajos de energía emiten cantidades fijas de ella.
- El momento angular de un electrón en órbita es un múltiplo entero de h/2 (h = constante de Planck).

Figura 1.138



Modelo atómico de Bohr. Cuando un electrón salta a una órbita de menor energía emite luz.

Modelo de Sommerfeld

En 1916 **Arnold Sommerfeld** propuso un modelo atómico con órbitas elípticas y circulares, en el segundo y en los niveles más altos de energía. Para describir cada uno de los niveles mayores de energía, Sommerfeld definió dos **números cuánticos**. Uno de ellos, ***n***, designa los niveles principales de energía y es idéntico a los números usados por Bohr (n = 1, 2, 3, 4, . . . , etc.). El otro número cuántico, ***k***, indica el grado en que la órbita elíptica se desvía

de una circunferencia. Cuando $k = n$, la órbita es circular, y cuando $k = 0$, la elipse ha cambiado a una recta. Aceptando sólo valores enteros para k, puede verse que ésta tiene como límites $k = 1$ y $k = n$.

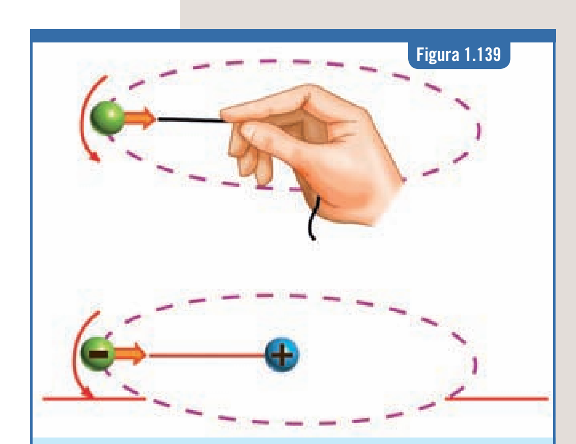


Figura 1.139

En el modelo de Bohr, y de acuerdo con la física clásica, la fuerza de atracción electrostática que el núcleo ejerce sobre el electrón en movimiento lo obliga a cerrar su trayectoria y a describir una órbita en forma de circunferencia.

Los modelos anteriores se han presentado con el objeto de familiarizarnos con la naturaleza del átomo.

De acuerdo con la secuencia que se ha presentado, es posible definir el átomo como *un conjunto de cargas que posee un núcleo denso (cargado positivamente) rodeado por una cantidad equivalente de electrones (cargados negativamente) que describen una esfera cuyo diámetro es diez mil veces el del núcleo.*

Erwin Schröedinger desarrolló principalmente el modelo actual del átomo, en el que se describe el comportamiento del electrón en función de sus características ondulatorias.

La teoría moderna supone que el núcleo del átomo está rodeado por una tenue nube de electrones, lo que preserva el concepto de niveles estacionarios de energía pero, a diferencia del modelo de Bohr, no atribuye al electrón trayectorias definidas, sino que describe su localización en términos de probabilidad.

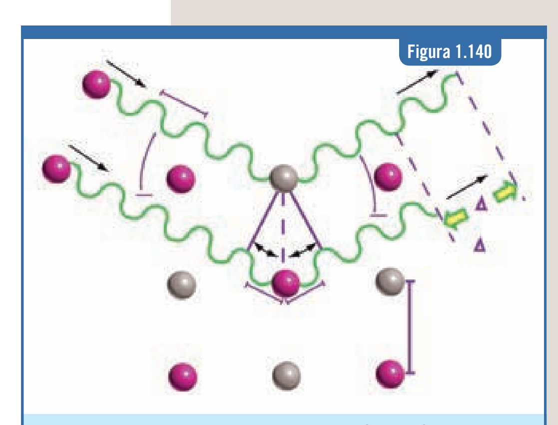


Figura 1.140

Los espacios entre átomos en una red cristalina, por su pequeña distancia, fueron rendijas apropiadas para poner de manifiesto el fenómeno de la difracción de las ondas de materia que Broglie investigó.

Este modelo ha soportado la prueba del tiempo y actualmente aún proporciona los conceptos con los que los científicos explican el comportamiento de los sistemas atómicos y moleculares.

Esta teoría se deriva de tres conceptos fundamentales:

1. **Concepto de estados estacionarios de energía del electrón propuesta por Bohr.**

   Normalmente los electrones se encuentran en el nivel de mínima energía (estado basal o fundamental), pero pueden absorber más al pasar a un nivel superior, más alejado del núcleo (estado excitado); este estado es inestable y el electrón tiende a regresar a su nivel original entre la energía absorbida en forma de radiación electromagnética. Mientras los electrones describen una órbita, no hay absorción ni emisión de energía.

2. **Naturaleza dual de la masa sugerida por Louis de Broglie.**

   En 1924, Louis de Broglie, científico francés, propuso que la luz podría tener propiedades ondulatorias además de propiedades de partícula (es decir, ambas características, de partícula y de onda).

   Se apoyó en hechos experimentales al demostrar que un haz de electrones podía ser difractado cuando se le hacía pasar a través de un sólido cristalino, de la misma manera que un rayo de luz es difractado por una rejilla. Schrödinger tomó esto en cuenta para formular la ecuación ondulatoria.

3. **Principio de incertidumbre de Heisenberg.**

   Werner Heisenberg, físico alemán (1901-1976), aportó a los conocimientos del átomo el principio de incertidumbre y lo presentó como una consecuencia de la dualidad de la naturaleza del electrón.

   Heisenberg imaginó un microscopio superpotente por medio del que se pudiera observar la colisión entre un fotón y un electrón, y postuló que: *"Es imposible conocer con exactitud perfecta los dos factores importantes que gobiernan el movimiento de un electrón, su posición y su velocidad".*

En 1926, el austriaco Schrödinger (físico-matemático, 1887-1961), después de sopesar el concepto de los niveles estacionarios de energía de Bohr, el comportamiento ondulatorio del electrón que propuso de Broglie y la inexactitud de la posición del electrón de Heisenberg, se dio cuenta de que sólo podía considerarlas si tomaba en

cuenta la probabilidad de que el electrón se encontrara en una región, por lo que buscó y finalmente encontró un modelo que consideraba las tres características.

Dedujo una ecuación matemática en la que se trataba al electrón en función de su comportamiento ondulatorio para determinados valores de energía y en forma probabilística; esta ecuación es:

$$\frac{\delta^2\psi}{\delta x^2}+\frac{\delta^2\psi}{\delta y^2}+\frac{\delta^2\psi}{\delta z^2}+\frac{8\pi^2 m}{h^2}(E-V)\psi=0$$

en donde:

ψ = función de onda que denota la amplitud de la vibración de un electrón en un punto determinado; es una función que muestra la probabilidad.

m = masa del electrón.

h = constante de Planck.

E = energía total del electrón.

$\boldsymbol{v}$ = energía potencial del electrón.

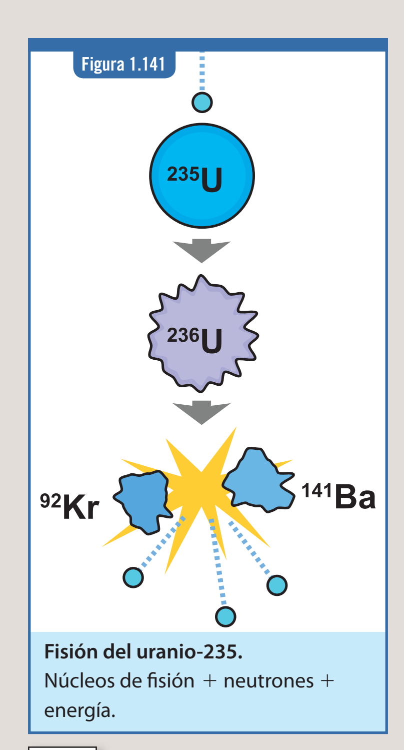
x, y, z = ejes coordenados.

Según la ecuación de onda de Schröedinger, la posición probable de un electrón está determinada por cuatro parámetros llamados cuánticos, los cuales tienen valores mutuamente dependientes.

1.3.6 Fisión y fusión

La estructura y las propiedades de los núcleos en los átomos constituyen el principal interés de los científicos. El uso de los núcleos atómicos en formas constructivas y potencialmente destructivas es algo muy importante para todo el mundo. La misma energía nuclear de las bombas se puede convertir, mediante reactores nucleares, en la principal fuente de energía útil de que pueda disponer la humanidad. Además, la misma radiación nuclear destructiva para la vida humana se emplea como instrumento médico eficaz, así como en la esterilización de diversos alimentos enlatados.

Un tipo muy importante de reacción es la **fisión nuclear**, descubierta por los científicos alemanes **Otto Hahn y Fritz Strassman**, en 1939. Durante la fisión, un neutrón choca y queda capturado por un núcleo pesado, por lo que se hace muy inestable, se divide en dos nuevos núcleos y deja libres algunos neutrones. La fisión del uranio se ilustra a continuación:



Fisión del uranio-235.
Núcleos de fisión + neutrones + energía.

Los neutrones emitidos por el proceso de fisión pueden originar, a su vez, la fisión de otros núcleos. Puesto que cada proceso de fisión produce alrededor del doble de neutrones que los requeridos para provocarla, se puede originar una reacción en cadena cuando hay una cantidad grande de núcleos fisionables.

Cuando el uranio natural (99.3% U238, 0.7% U235) fue bombardeado con neutrones, se esperaba sintetizar elementos con mayor número atómico que el del uranio:

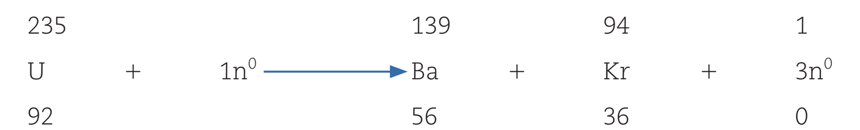
238 239 239

U + $1n^0$ U X + X + $0e^-$ − $1e^-$

92 92 93

Esta reacción ocurriría, pero fue de mayor importancia el descubrimiento de isótopos que tenían aproximadamente la mitad de la masa de los átomos de uranio (por ejemplo, 139 Ba, y 90 Sr). Los científicos alemanes demostraron que los átomos más pequeños resultaban de la reacción del U235 y no del más abundante U238.

A continuación se presenta una reacción nuclear típica que ocurre cuando el U235 absorbe un neutrón:



$$^{235}_{92}U + 1n^0 \longrightarrow {}^{139}_{56}Ba + {}^{94}_{36}Kr + {}^{1}_{0}3n^0$$

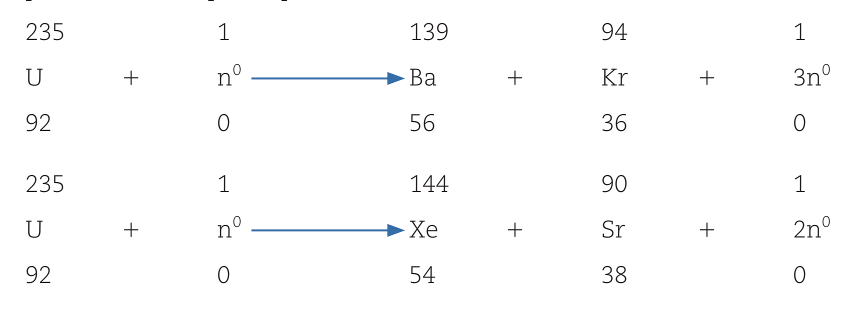
Resumiendo las características de la fisión nuclear tenemos que:

- Por absorción de un neutrón, un núclido pesado se parte en dos o más núclidos ligeros (productos de fisión).
- La masa de los núclidos que se forma tiene un valor entre 70 y 160 uma.
- Se producen dos o más neutrones en la fisión de cada átomo.
- Se generan grandes cantidades de energía como resultado de la conversión de una pequeña cantidad de materia.
- La mayor parte de los núclidos producidos son radiactivos y siguen desintegrándose hasta que terminan en núcleos estables.

En la reacción típica de fusión, un núcleo de U235-92 captura un neutrón y forma al U236-92. Este último núcleo sufre la fisión partiéndose rápidamente en dos fragmentos, por ejemplo el Ba139-56 y el Kr94-36 y tres neutrones. Los tres neutrones proyectados a su vez pueden ser capturados por otros tres átomos de U235-92, cada uno de los cuales sufrirá la fisión produciendo nueve neutrones, y así sucesivamente. Una reacción de este tipo se llama reacción en cadena. Para que continúe tal reacción, debe haber suficiente material fisionable para que cada fisión atómica origine en promedio, cuando menos otra fisión más. A la cantidad mínima de un elemento, necesaria para experimentar una reacción autosostenida en cadena, se le llama **masa crítica**. Como se libera energía en cada fisión atómica, las reacciones en cadena son una fuente posible de suministro continuo de energía, por ejemplo, eléctrica.

Cada fisión produce dos fragmentos principales y tres neutrones, que pueden ser capturados por otros núcleos de U235-92, con lo que continúa la reacción en cadena.

En las siguientes ecuaciones se muestran dos de las muchas maneras posibles en las que se puede fisionar el U235-92.



$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n^0 \longrightarrow {}^{139}_{56}Ba + {}^{94}_{36}Kr + {}^{1}_{0}3n^0$$

$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n^0 \longrightarrow {}^{144}_{54}Xe + {}^{90}_{38}Sr + {}^{1}_{0}2n^0$$

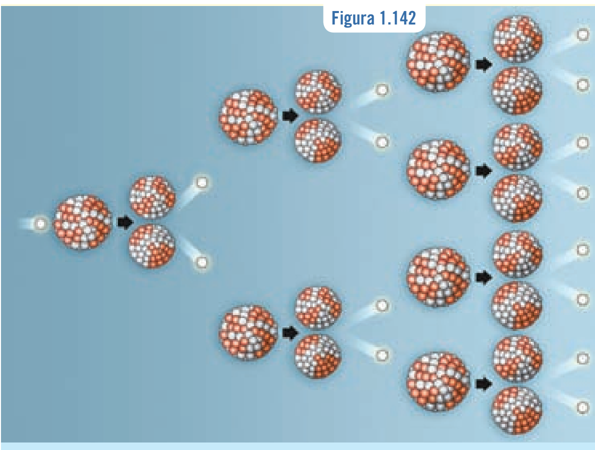


Figura 1.142

Una reacción nuclear en cadena.

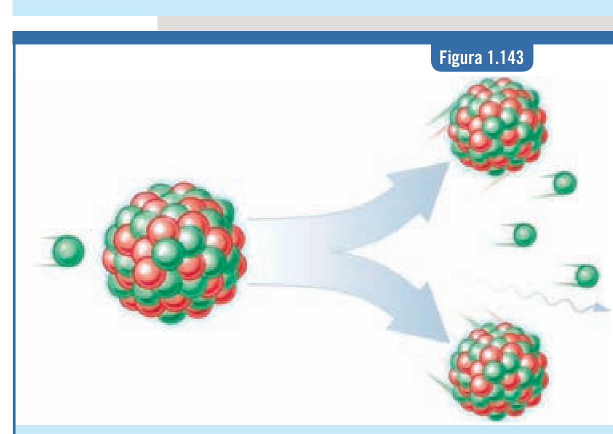
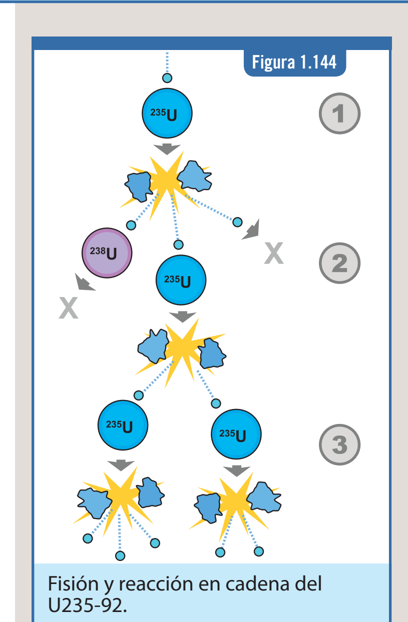


Figura 1.143

Fisión nuclear: un neutrón fragmenta al átomo original en dos partes y produce un promedio de tres neutrones.



Fisión y reacción en cadena del U235-92.

Fusión nuclear y sus aplicaciones

Poco tiempo después de que se demostró el proceso de fisión nuclear, se realizó teóricamente un tipo aún más poderoso de reacción nuclear, que consiste en la unión de los núcleos de dos elementos ligeros para formar un núcleo más pesado.

Estas reacciones se pueden aplicar para producir energía, ya que la masa de los dos núcleos fundidos en uno solo, es más grande que la masa del núcleo formado por su fusión. La diferencia de masa se libera en forma de energía. Las reacciones de fusión son las responsables de la tremenda generación de energía en el Sol. Así, además

de las cantidades relativamente pequeñas de fisión nuclear y de radiactividad, las reacciones de fusión son la fuente final de energía que nos llega aún en forma de combustibles fósiles. También es responsable del poder devastador de la llamada bomba termonuclear o de hidrógeno.

Para iniciar, las reacciones termonucleares necesitan temperaturas de decenas de millones de grados. Esas temperaturas existen en el Sol, por lo que sólo se han producido momentáneamente en la Tierra. Por ejemplo, la bomba de hidrógeno, o de fusión, está activada por la temperatura que produce una bomba de fisión. Dos reacciones típicas de fusión son las siguientes:

3		2	4		1		
H	+	H ⟶	He	+	n^0	+	energía
1		1	2		0		
Tritio		Deuterio					

3		1	4		
H	+	H ⟶	He	+	energía
1		1	2		
3.01495 uma		1.00782 uma	4.00260 uma		

La masa total de los reactivos en la segunda ecuación es de 4.02277 uma, que es 0.02017 uma mayor que la masa del helio. Esta diferencia de masa se manifiesta en la gran cantidad de energía liberada.

1.3.7 Ley de la interconversión de la materia y la energía

Esta ley se funda en la teoría de la relatividad de **Einstein**, y expone que *"la cantidad de masa-energía que se manifiesta en un determinado espacio-tiempo es constante"*.

Su expresión matemática es: $E = mc^2$

donde:

E = energía (en ergios, julios)
m = masa (en gramos, kg)
c = velocidad de la luz (3×10^{10} cm/s)

La energía es idéntica a trabajo desde el punto de vista matemático. La energía es una cualidad intangible que causa cambio o reagrupamiento. En la transformación de la masa, se lleva a cabo el intercambio de una cantidad adecuada de energía. Ahora bien, la energía existe en muchas manifestaciones (ya las mencionamos antes). Todas estas formas son conocidas, aunque los procesos terrestres sólo dependen de una de ellas: la energía radiante generada por el Sol. Por consiguiente, la energía radiante del Sol es el tipo de energía más importante para nuestro planeta.

El estudio de la energía con sus múltiples características pertenece al dominio de la física.

Cuando una fuerza mueve un objeto a cualquier distancia, se ha efectuado un trabajo y gastado energía. La fuerza y la energía están relacionadas matemáticamente por la expresión:

$$T = F \times d$$
Trabajo = fuerza × distancia

$$F = m \times a$$
Fuerza = masa × aceleración (2ª. ley de Newton)

$$T = m \times a \times d$$
y por tanto: Trabajo = masa × aceleración × distancia

También sabemos que la materia es todo lo que tiene masa y que ésta da origen a la inercia, que es la resistencia que ofrece la materia al cambio de estado, ya sea reposo o movimiento. Materia es, por tanto, todo lo que requiere energía para ponerse en movimiento.

La desintegración nuclear (radiactividad) y la fusión nuclear que desunen o unen a los protones y a los neutrones dentro del núcleo, se explican a partir de la interpretación de la idea de Einstein de la equivalencia entre la masa y la energía. La masa puede, en ciertas condiciones experimentales, transformarse parcialmente y aun totalmente en energía.

Esta variación de masa m de un sistema, es directamente proporcional a la variación de la energía E del sistema, conforme a la ecuación:

$$E = m \cdot c^2$$

donde c^2 (la velocidad de la luz al cuadrado) es la constante de proporcionalidad.

Esta ecuación de Einstein se utiliza en todos los cálculos de interconversión de las mismas, siendo sus unidades las siguientes:

Unidades de energía

Para la física del núcleo y de las partículas elementales, las energías y las masas se expresan en electrón volts (eV) y en sus múltiplos: keV, MeV, GeV.

$$1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}, \ \ 1 \text{ GeV} = 10^9 \text{ eV}$$

Un electrón volt es la energía cinética ganada por un electrón cuando es acelerado en un campo eléctrico producido por una diferencia de potencial de un volt.

Unidades de masa

Las masas de las partículas que intervienen en las ecuaciones nucleares se expresan con el término mc^2, ya que en los cálculos de los fenómenos nucleares es indispensable conocer directamente la energía de una masa E_0 de una partícula expresada en MeV, y no la masa de ella misma m_e expresada en kg.

Por ejemplo, para el electrón:

$$m_e = 9.109 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

$$m_e c^2 = (9.109 \times 10^{-31})\,(2.9979 \times 10^8)^2 = 8.1874 \times 10^{-14}\text{J} \times 0.624 \times 10^{19}\text{eV/J}$$
$$= 5.11 \times 10^5 \text{ eV} = 0.511 \text{ MeV}$$

Para el protón:

$$m_p = 1.6726 \times 10^{-27} \text{ kg;}$$

$$m_p c^2 = (1.6726 \times 10^{-27})\,(2.9979 \times 10^8)^2\text{J} \times 0.624 \times 10^{19} \text{ eV/J} = 9.396 \times 10^8 \text{ eV}$$

$$= 938.3 \text{ MeV}$$

Para el neutrón, en un cálculo similar, se tiene:

$$m_n c^2 = 939.6 \text{ MeV}$$

Aunque en la mayoría de los fenómenos físicos nucleares se presenta la conversión masa-energía, es posible, mediante los aceleradores (equipos diseñados para proporcionar una gran energía cinética a las partículas atómicas) o en los reactores nucleares, que suceda la conversión contraria energía-masa, o sea, crear materia a partir de energía. Esta materia no es estable y consta de pares de partículas-antipartículas, que al chocar se aniquilan desintegrándose. Sin embargo, dentro de un tiempo perfectamente medible (¡10^{-23}s¡), la energía cinética de las partículas se materializa.

1.4 El hombre y su demanda de energía

Conforme avanza la tecnología, la energía se hace indispensable para todas las actividades que el hombre realiza. Los tipos de energía que usamos y cómo los usamos determinan la calidad de vida y los efectos dañinos que causamos al ambiente. Nuestra actual dependencia del petróleo (combustibles fósiles no renovables) es la principal causa de la contaminación del aire y el agua, de la esterilidad de la tierra y del calentamiento global. Este recurso energético petrolero se acaba a una velocidad tremenda, y se calcula que entre 40 y 80 años se agotará definitivamente, por lo que se hace indispensable pensar en nuevas fuentes de energía.

Se menciona que debemos obtener energía del Sol, del viento, de las corrientes de agua, de la biomasa, del calor almacenado en el interior de la Tierra y del hidrógeno, tipos a los que algunos empiezan a llamar energías limpias, con lo que se hará una verdadera transición a una era de energía renovable o era solar.

Es imprescindible reducir la dependencia de nuestra economía del petróleo y los combustibles fósiles. Es una tarea urgente, según muchos estudiosos del ambiente, porque la amenaza del cambio climático global y otros problemas del entorno son muy serios y porque, a mediano plazo, no podemos seguir basando nuestra forma de vida en una fuente de energía no renovable que se agota. Además, debemos hacer esto compatible, por un deber elemental de justicia, con el acceso a una vida más digna para todos los habitantes del mundo.

Para lograr estos objetivos tenemos que aprender a obtener energía de una forma económica y respetuosa con el ambiente pero, más importante aún, es aprender a usarla de manera eficiente; esto por fuerza significa no emplearla en actividades innecesarias y hacer las tareas con la mínima cantidad posible. Desarrollar tecnologías y sistemas de vida y trabajo que ahorren energía es lo más importante para lograr un auténtico desarrollo, que se pueda llamar sostenible. Por ejemplo, es posible ahorrar energía en los automóviles, tanto al construir motores más eficientes, que empleen menor cantidad de combustible por kilómetro, como con hábitos más racionales, como conducir a menor velocidad o sin aceleraciones bruscas.

Técnicas de ahorro de energía

Las luces fluorescentes, que usan la cuarta parte de la energía que consumen las incandescentes, y el mejor aislamiento en los edificios o los motores de automóvil de bajo consumo son ejemplos de nuevas tecnologías que han influido mucho en el ahorro de energía. Entre las posibilidades más interesantes están las que se describen a continuación.

Cogeneración

Se llama cogeneración de energía a una técnica en la que se aprovecha el calor residual. Por ejemplo, utilizar el vapor caliente que sale de una instalación tradicional, como una turbina de producción de energía eléctrica, para suministrar energía para otros usos. Hasta ahora lo usual era dejar que el vapor se enfriase, pero en esta técnica, con el calor que queda en el vapor es posible calentar agua, cocinar o realizar otros procesos industriales.

Esta técnica se emplea cada vez más en industrias, hospitales, hoteles y, en general, en instalaciones en las que se produce vapor o calor, porque supone importantes ahorros energéticos y por tanto económicos, que compensan las inversiones que hay que hacer para instalarla.

Aislamiento de edificios

Se puede ahorrar mucha energía aislando adecuadamente las viviendas, las oficinas y los edificios que necesitan calefacción o aire acondicionado para mantenerse confortables. Construir un edificio con un buen aislamiento cuesta más dinero, pero

a la larga es más económico porque ahorra mucho gasto de calefacción o de refrigeración del aire.

En chalets o casas pequeñas, se ha demostrado que medidas tan simples como plantar árboles que den sombra en verano o que corten los vientos dominantes en invierno, ahorran entre 15% a 40% del consumo de energía para mantener la casa confortable.

Ahorro de combustible en el transporte

Las mejoras en el diseño aerodinámico de los automóviles, la disminución de su peso y las nuevas tecnologías aplicadas a los motores permiten construir vehículos que recorren 25 km por litro de gasolina y se están probando distintos prototipos que pueden lograr 40 km y más por litro.

También se construyen interesantes prototipos de carros que funcionan con electricidad, metanol o etanol, u otras fuentes de energía alternativas que contaminan menos y ahorran petróleo. Los automóviles eléctricos pueden ser interesantes cuando sus costos y rendimientos sean competitivos, pero siempre que usen electricidad producida por medios limpios. Si consumen electricidad generada en una central térmica, contaminan más que un coche de gasolina. Por esto sólo interesan los vehículos eléctricos que consuman electricidad producida con gas o, mejor, con energía solar o hidrógeno.

El uso de hidrógeno como combustible es especialmente interesante. Los científicos estudian la manera de producirlo con ayuda de células fotovoltaicas, cuya electricidad se usa para descomponer el agua por electrólisis en hidrógeno y oxígeno. Después, el hidrógeno se usa como combustible en el motor del vehículo. Vuelve a unirse con el oxígeno en una reacción que produce mucha energía, pero que casi no contamina pues regenera vapor de agua, no forma CO_2 ni óxidos de azufre, y los pocos óxidos de nitrógeno que se forman son fáciles de controlar. Por ahora se han construido algunos prototipos, pero todavía sus costos y sus prestaciones no son suficientemente buenos para comercializarlos.

Sin duda, el futuro del transporte se dirige hacia combustibles alternativos y motores que consuman menos pero, además del avance tecnológico, es necesario que la legislación favorezca la implantación de los nuevos modelos y que se cree un estado de opinión entre los consumidores de vehículos que favorezca la venta de coches que ahorren energía.

Industrias y reciclaje

En los países industrializados, el sector productivo utiliza entre la cuarta parte y un tercio del total de energía consumido en el país. En los últimos años se ha notado el notable avance en la reducción del consumo de energía por parte de las empresas. Éstas se han dado cuenta de que una de las formas más eficaces de reducir costos y mejorar los beneficios es usar eficientemente la energía.

El reciclaje de las materias primas es una de las maneras más eficaces de ahorrar energía. Aproximadamente las tres cuartas partes de la energía consumida por la industria se usan para extraer y elaborar las materias primas. Si los metales se obtienen de la chatarra sólo se necesita una fracción de la energía empleada para extraerlos de los minerales. Así, por ejemplo, reciclar el acero requiere sólo 14% de la energía que se usaría para obtenerlo de su mena. Y en el caso del aluminio, la energía que se emplea para reciclarlo es sólo 5% de la que se usaría para fabricarlo nuevo.

Ahorro de energía en el mundo

En los países desarrollados, el consumo de energía en los últimos 20 años, no sólo no ha crecido como se había previsto, sino que ha disminuido. Las industrias fabrican sus productos empleando menos energía; los aviones y los automóviles consumen menos combustible por kilómetro recorrido y se gasta menos en la calefacción de

las casas porque los aislamientos son mejores. Se calcula que desde 1970 a la actualidad se usa 20% de energía menos, en promedio, en la generación de la misma cantidad de bienes.

En cambio, en los países en desarrollo, aunque el consumo de energía por persona es mucho menor que en los desarrollados, la eficiencia en el uso de energía no mejora. Sucede esto, entre otros motivos, porque muchas veces las tecnologías que se implantan son anticuadas.

1.4.1 Generación de energía eléctrica

Se denominan plantas termoeléctricas clásicas o convencionales aquellas que producen energía eléctrica a partir de la combustión de carbón, *fuel-oil* o gas, en una caldera diseñada para tal efecto. El apelativo de “clásicas” o “convencionales” sirve para diferenciarlas de otros tipos de plantas termoeléctricas (nucleares y solares, por ejemplo) que generan electricidad a partir de un ciclo termodinámico, pero mediante fuentes energéticas distintas de los combustibles fósiles que se emplean en la producción de energía eléctrica desde hace décadas y, sobre todo, con tecnologías diferentes y mucho más recientes que las de las plantas termoeléctricas clásicas.

Al margen de cuál sea el combustible fósil que utilicen (*fuel-oil*, carbón o gas), el esquema de funcionamiento de todas las plantas termoeléctricas clásicas es prácticamente el mismo. Las únicas diferencias consisten en el tratamiento previo que sufre el combustible antes de ser inyectado en la caldera y en el diseño de los quemadores de la misma, que varían según sea el tipo de combustible empleado.

Una planta termoeléctrica clásica posee, dentro del propio recinto de la planta, sistemas de almacenamiento del combustible que utiliza (parque de carbón, depósitos de *fuel-oil*) para asegurar que se dispone permanentemente de una adecuada cantidad de éste. Si se trata de una planta termoeléctrica de carbón (hulla, antracita, lignito, etc.), éste se tritura previamente en molinos pulverizadores hasta quedar convertido en un polvo muy fino para facilitar su combustión. De los molinos se envía a la caldera de la planta por medio de un chorro de aire precalentado.

Si es una planta termoeléctrica de *fuel-oil*, éste es precalentado para que fluidifique, posteriormente se inyecta en quemadores adecuados para él. Si es una planta termoeléctrica de gas, los quemadores están asimismo concebidos especialmente para quemar dicho combustible. Hay, por último, plantas termoeléctricas clásicas, cuyo diseño les permite quemar indistintamente combustibles fósiles diferentes (carbón o gas, carbón o *fuel-oil*, etc.), y el nombre de plantas termoeléctricas mixtas.

Una vez en la caldera, los quemadores provocan la combustión del carbón, el *fuel-oil* o el gas, generando energía calorífica. Ésta convierte a su vez en vapor a alta temperatura el agua que circula por una extensa red formada por miles de tubos que tapizan las paredes de la caldera. Este vapor entra a gran presión en la turbina de la planta, misma que consta de tres cuerpos: de alta, media y baja presión, unidos por un mismo eje. En el primer cuerpo (alta presión) hay centenares de álabes o paletas de tamaño pequeño. El cuerpo a media presión posee asimismo centenares de álabes pero de mayor tamaño que los anteriores. El de baja presión, por último, tiene álabes aún más grandes que los precedentes. El objetivo de esta triple disposición es aprovechar al máximo la fuerza del vapor, ya que éste pierde presión progresivamente, por lo que los álabes de la turbina crecen cuando se pasa de un cuerpo a otro de la misma. Hay que advertir, por otro lado, que este vapor, antes de entrar en la turbina, debe ser deshumidificado de manera cuidadosa. En caso contrario, las pequeñísimas gotas de agua en suspensión que transportaría serían lanzadas a gran velocidad contra los álabes, actuando como si fueran proyectiles y erosionando las paletas hasta dejarlas inservibles.

El vapor de agua a presión, por tanto, hace girar los álabes de la turbina generando energía mecánica. A su vez, el eje que une a los tres cuerpos de la turbina (de alta, media y baja presión) hace girar al mismo tiempo un alternador unido a ella, con lo

que se produce energía eléctrica. Ésta es vertida a la red de transporte a alta tensión por acción de un transformador.

Por su parte el vapor, debilitada ya su presión, es enviado a unos condensadores. Allí se enfría y se convierte de nuevo en agua. Ésta es conducida otra vez a los tubos que tapizan las paredes de la caldera, con lo que reinicia el ciclo productivo.

Reseña histórica

La primera planta termoeléctrica tuvo su inicio en Nueva York en 1882; fue construida con la primera estación generadora, inventada por Edison. El principio de funcionamiento de una planta térmica se basa en el intercambio de energía calórica en energía mecánica y luego en energía eléctrica.

Las primeras plantas que se construyeron eran máquinas de vapor a pistón, similares en su funcionamiento a una locomotora, y movían al generador (una de éstas se conserva todavía en la escuela Otto Krause y se activa una vez al año). Luego se reemplazó por una turbina de vapor con la que se calienta agua en una caldera que produce vapor a presión, el cual se aplica sobre los álabes de la turbina que convierte energía potencial (presión) en energía cinética que acciona al generador.

Fuente de energía utilizada y sus características

Estas plantas generan energía eléctrica a partir de la combustión de carbón, *fuel-oil* o gas en una caldera diseñada para ello, y emplean la tradicional turbina de vapor y otra de gas que aprovecha la energía de los gases de escape de la combustión.

Con ello se consiguen rendimientos termoeléctricos del orden de 55%, muy superior a los de las plantas convencionales.

La ventaja que tiene el gas como sustituto del carbón es que elimina los parques de almacenamiento, las instalaciones de secado y molienda, la evacuación de escorias, además de aumentar la vida útil de las calderas por la ausencia de incrustaciones y corrosiones, y facilitar considerablemente el control de la combustión. Cuando sustituye al *fuel-oil* permite suprimir los depósitos de almacenamiento, las instalaciones de bombeo, el consumo de vapor para el calentamiento de depósitos, las tuberías y la inyección en los mecheros de combustión.

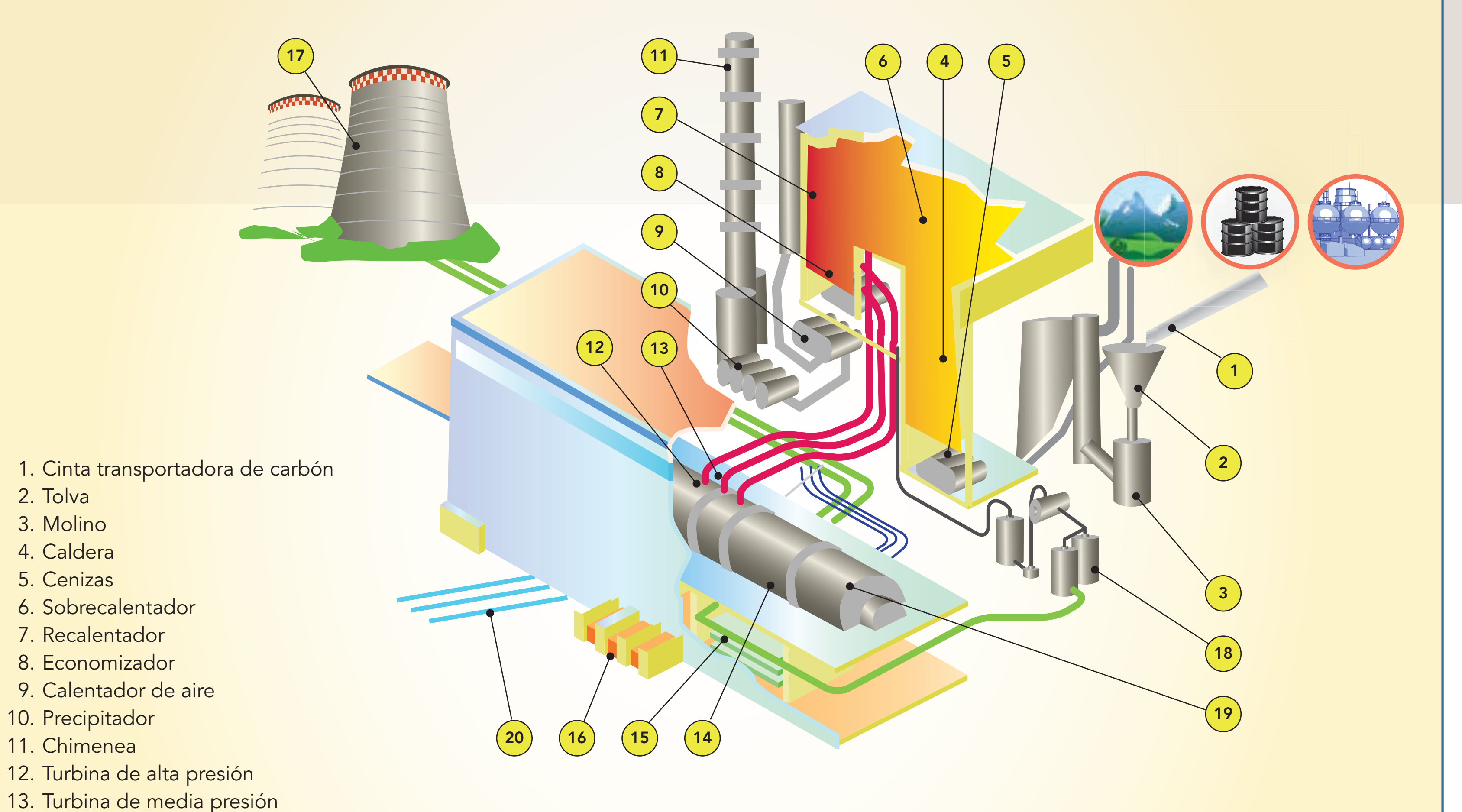
Descripción detallada de las partes de la planta y su funcionamiento

El funcionamiento de todas las plantas térmicas, o termoeléctricas, es semejante. El combustible se almacena en parques o depósitos adyacentes, desde donde se suministra a la planta, pasando a la caldera, en la que se provoca la combustión. Ésta se emplea para calentar el agua que se encuentra en la caldera y producir el vapor. Este último, con una alta presión, hace girar los álabes de la turbina, cuyo eje rotor gira solidariamente con el de un generador que produce la energía eléctrica; la energía se transporta mediante líneas de alta tensión a los centros de consumo. Por su parte, el vapor se enfría en un condensador y se convierte otra vez en agua, que vuelve a los tubos de la caldera, con lo que comienza de nuevo el ciclo.

El agua en circulación que refrigera el condensador expulsa el calor extraído a la atmósfera a través de las torres de refrigeración, grandes estructuras que identifican estas plantas. Parte del calor extraído pasa a un río próximo, un lago o al mar. Las torres de refrigeración son enormes cilindros contraídos a media altura (hiperboloides), que emiten constantemente a la atmósfera vapor de agua (que se forma durante el ciclo) no contaminante. Para minimizar los efectos contaminantes de la combustión sobre el entorno, la planta dispone de una chimenea de gran altura (casi 300 m) y de unos precipitadores que retienen las cenizas y otros volátiles de la combustión. Las cenizas se recuperan para su aprovechamiento en procesos de metalurgia y en el campo de la construcción, donde se mezclan con el cemento.

Figura 1.145

Central termoeléctrica. Carbón, fuel o gas



1. Cinta transportadora de carbón
2. Tolva
3. Molino
4. Caldera
5. Cenizas
6. Sobrecalentador
7. Recalentador
8. Economizador
9. Calentador de aire
10. Precipitador
11. Chimenea
12. Turbina de alta presión
13. Turbina de media presión
14. Turbina de baja presión
15. Condensador
16. Transformadores
17. Torre de refrigeración
18. Calentadores
19. Generador
20. Líneas de transporte de energía eléctrica

El funcionamiento de una planta termoeléctrica de carbón, como la que se representa en la figura 1.145, es la siguiente: el combustible está almacenado en los parques adyacentes de la planta desde donde, mediante **cintas transportadoras** (1), es conducido al **molino** (3) para ser triturado. Una vez pulverizado, se inyecta, mezclado con aire caliente a presión, en la **caldera** (4) para su combustión.

Dentro de la caldera se produce el vapor que acciona los álabes de los cuerpos de las **turbinas de alta presión** (12), **media presión** (13) y **baja presión** (14), haciendo girar el rotor de la turbina que se mueve solidariamente con el rotor del **generador** (19), donde se produce energía eléctrica, la cual es transportada mediante **líneas de transporte a alta tensión** (20) a los centros de consumo.

Después de accionar las turbinas, el vapor pasa a la fase líquida en el **condensador** (15).

El agua obtenida por la condensación del vapor se somete a diversas etapas de **calentamiento** (16) y se inyecta de nuevo en la caldera en las condiciones de presión y temperatura más adecuadas para obtener el máximo rendimiento del ciclo. El sistema de agua de circulación que refrigera el condensador puede operarse en circuito cerrado, trasladando el calor extraído del condensador a la atmósfera mediante **torres de refrigeración** (17), o descargando dicho calor directamente al mar o al río.

Para minimizar los efectos de la combustión de carbón sobre el medio ambiente, la planta posee una **chimenea** (11) de gran altura (las hay de más de 300 metros), que dispersa los contaminantes en las capas altas de la atmósfera, y **precipitadores** (10), que retienen buena parte de los mismos en el interior de la propia planta.

Impacto medioambiental

Estas plantas suelen presentarse como tecnologías limpias debido a sus reducidas emisiones de contaminantes. Se alude en primer término al vertido casi nulo de dióxido de azufre (SO_2), debido a que este elemento es prácticamente inexistente en el gas natural. Se insiste mucho en la reducción en las emisiones de dióxido de carbono (CO_2) por Kwh producido, con el consiguiente alivio del efecto invernadero. Hay que señalar que en México se superaron en 1999 los límites fijados para el año ¡2010! por el compromiso firmado en Kioto de emisión de gases de invernadero, y que la producción de electricidad ha sido uno de los responsables de este crecimiento.

Este crecimiento desbocado se ha debido en buena medida a la fuerte reducción de los precios de la electricidad. El único problema ha sido el aumento considerable del impacto ambiental y por supuesto de las emisiones de CO_2. Por ello, aunque hubiera un proceso de sustitución acelerada de centrales de carbón por grupos de gas en ciclo combinado, el crecimiento de la demanda (pasada y previsiblemente futura) superaría al efecto combinado de mejora de la eficiencia y sustitución de combustibles.

Las emisiones no se contienen. No deben ignorarse tampoco, por su contribución al cambio climático, las fugas accidentales de metano (CH_4, componente casi exclusivo del gas natural), cuyo potencial de calentamiento a 20 años es 56 veces mayor que el de una cantidad igual de CO_2. Según el Panel Intergubernamental de expertos en Cambio Climático (IPCC), la tasa de aumento anual de este gas es de 0.6% y es responsable, aproximadamente, de 16% del calentamiento terrestre actual.

Existe una contradicción entre las previsiones de reducir las emisiones de CH_4 en casi 24% en 2010 respecto a 1990, como preveía el Consejo Nacional del Clima, con la idea de aumentar mucho la red de gasoductos en nuestro país.

Un balance similar ofrecen las emisiones de óxidos de nitrógeno (NO_x). Estas sustancias son componentes de las llamadas lluvias ácidas y se producen por reacción directa del nitrógeno y el oxígeno del aire al elevarse la temperatura. Una planta de aproximadamente 1 000 MW, que funcione unas 6 600 horas equivalentes al año, emitiría del orden de 2 100 toneladas métricas.

Estas sustancias son también precursoras de la formación de ozono troposférico, un peligroso contaminante que alcanza valores alarmantes en la atmósfera. En bastantes de estos sitios se superan los límites establecidos cuando las condiciones meteorológicas facilitan su formación (insolación y temperatura elevadas).

No es nada aventurado suponer que el caudal de emisión que la planta representa agravará de forma significativa el fenómeno hasta convertirlo en un problema grave difícil o imposible de controlar. Se provocarán con ello daños significativos sobre la salud de quienes allí habitan.

Un problema que deben enfrentar estas plantas son sus necesidades de refrigeración. Como ya se dijo, necesitan evacuar aproximadamente 45% de su potencia térmica total. Las técnicas convencionales son dos: circuito abierto y torres húmedas. En la primera se necesitan emplear ingentes cantidades de agua que es devuelta al medio después de sufrir un salto térmico significativo.

Con el fin de no dañar a los ecosistemas suelen existir dos límites que se deben respetar. El primero es que dicho salto no supere en ningún caso los 3 °C, y el segundo que la temperatura total del agua no llegue a los 30 °C en ningún momento. No existe caudal suficiente en las cuencas altas o medias de ningún río peninsular para utilizar este sistema que es el más sencillo y barato de implantar. Su uso se limita a las plantas costeras. Es preciso estudiar siempre el impacto específico sobre los ecosistemas costeros ya que en algún caso deben verse afectados por esta polución térmica.

El otro sistema tradicional (torres húmedas) "aprovecha" el calor residual para evaporar agua y necesita caudales menores, aunque éste es un uso consuntivo del agua de difícil encaje en cuencas que no pueden definirse en modo alguno como excedentes. El consumo, para los rangos de potencia demandados, se sitúa entre 0.15 y 0.7 m^3/s. A la limitación en la disponibilidad del recurso hay que añadir la necesidad de purgar las sales contenidas en el agua evaporada, que en todas las circunstancias degrada su calidad y que en algún caso puede llevar el impacto hasta valores inasumibles. Tampoco deben olvidarse entonces las alteraciones del microclima del lugar debido a las nubes que se forman.

Recientemente hay compañías promotoras de proyectos que aseguran ser capaces de evacuar el calor residual con la ayuda sólo del aire en cualquier época del año, con un mecanismo no muy diferente del de los radiadores de los automóviles. Esto exige una superficie de contacto muy grande que lleva a la necesidad de ingentes cantidades de terreno o al empleo de estructuras de ingeniería muy elaboradas. En ambos casos se traduce en sustanciales incrementos de los costes de construcción. Es preciso además estudiar el impacto de este aire recalentado sobre los ecosistemas y cultivos cercanos.

Nuevas tecnologías

Se llevan a cabo investigaciones para obtener un mejor aprovechamiento del carbón, como la gasificación del carbón *in situ* o la aplicación de máquinas hidráulicas de arranque de mineral y de avance continuo, que permiten la explotación de yacimientos de poco espesor o en los que el mineral se encuentra demasiado disperso o mezclado.

El primero de los sistemas que se han mencionado consiste en inyectar oxígeno en el yacimiento, de modo que se provoca la combustión del carbón y se obtiene un gas aprovechable para la producción de energía eléctrica mediante centrales instaladas en bocamina. El segundo, en lanzar potentes chorros de agua contra las vetas del mineral, lo que da lugar a barros de carbón que son evacuados fuera de la mina por medio de tuberías.

Otras nuevas tecnologías que son objeto de investigación pretenden mejorar el rendimiento de las centrales termoeléctricas de carbón, actualmente situado entre 30 y 40%. Destaca entre ellas la combustión del carbón en lecho fluidificado que, según

determinadas estimaciones, permitiría obtener rendimientos de hasta 50%, disminuyendo al mismo tiempo la emisión de anhídrido sulfuroso. Consiste en quemar carbón en un lecho de partículas inertes (de caliza, por ejemplo), a través del cual se hace pasar una corriente de aire. Ésta soporta el peso de las partículas y las mantiene en suspensión, de modo que da la impresión de que se trata de un líquido en ebullición.

Otras investigaciones, por último, intentan facilitar la sustitución del *fuel-oil* en las centrales termoeléctricas para reducir la dependencia del petróleo.

Cabe citar en este sentido proyectos que pretenden conseguir una adecuada combustión de mezclas de carbón y fuel (COM, del inglés *coal-oil mixture*:) o de carbón y agua (CAM) en las centrales termoeléctricas equipadas para consumir *fuel-oil*.

1.4.1.1 Plantas hidroeléctricas

El agua ha servido como fuente y medio de transferencia de energía, lo que ha permitido el desarrollo de las sociedades industriales. El molino de agua y la máquina de vapor fueron fundamentales para la revolución industrial. Hoy, la energía hidroeléctrica, las máquinas de vapor y las turbinas de vapor, son fundamentales para la sociedad industrial moderna (figura 1.138).

Poner en marcha una planta hidroeléctrica en gran escala requiere la construcción de una alta presa a lo ancho de un río muy caudaloso, a fin de formar la presa, una gran reserva o depósito de agua. Una parte del agua almacenada se deja fluir por grandes tuberías a velocidades controladas que hacen girar las turbinas que, a su vez, mueven los generadores de corriente eléctrica. El conjunto combinado de turbina y generador se conoce como turbogenerador.

Figura 1.146

El 20% de la energía eléctrica del mundo se genera gracias al funcionamiento de las plantas hidroeléctricas.

Las plantas hidroeléctricas satisfacen cerca de 20% de las necesidades de energía eléctrica del mundo. En 1998, los tres mayores productores de energía hidroeléctrica en el mundo fueron Canadá, EUA y China. La energía hidroeléctrica tiene un rendimiento medianamente alto de energía neta útil, y relativamente bajos costos de operación y mantenimiento. Las plantas hidroeléctricas rara vez necesitan ser interrumpidas y tienen una vida de 2 a 10 veces mayor a la de las plantas termoeléctricas y las nucleares. Las grandes presas también ayudan a controlar las inundaciones y suministran un flujo regular de agua de irrigación a las áreas río abajo. Sin embargo, las plantas hidroeléctricas, en especial las de grandes presas y depósitos, inundan vastas áreas, destruyen los hábitat de la vida salvaje, desarraigan a los pobladores cercanos, disminuyen la irrigación y la fertilización natural de tierras de primera para la agricultura en los valles río abajo de la presa, además de reducir la pesca en esa zona.

En 1997, el Banco Mundial advirtió que una planta hidroeléctrica de gran escala con depósitos poco profundos, en particular en el trópico, puede generar grandes cantidades de gases, específicamente CO_2 y metano (CH_4) producto de la descomposición de la biomasa, e incrementar aún más el problema del efecto invernadero que ya ha producido el calentamiento global de nuestro planeta.

1.4.1.2 Plantas termoeléctricas

Además de la generación de energías eléctricas con turbogeneradores accionados por agua (plantas hidroeléctricas) y las operadas por medio del vapor obtenido de yacimientos geotérmicos (plantas geoeléctricas), también existen, y en mucho mayor proporción, otras plantas que “aprovechan” la combustión, predominantemente de carbón (las plantas termoeléctricas que utilizan carbón representan 64% de la generación de corriente eléctrica en el mundo), y en menor proporción, de aceites

combustibles derivados del petróleo para generar el vapor que acciona los enormes turbogeneradores de las plantas termoeléctricas. Existen otras plantas, también termoeléctricas, que utilizan como propulsor de las turbinas la mezcla de gases producto de la combustión del gas natural.

En una planta termoeléctrica que utiliza carbón como combustible, se pulverizan grandes cantidades de carbón para quemarlo posteriormente en enormes calderas que contienen, cada una, más de 48 km de tubería de acero inoxidable, a través de la que fluye agua purificada. El intenso calor transforma el agua en vapor de alta presión, que hace girar la flecha de las turbinas, que a su vez mueven el rotor de un generador (o de un gran electroimán), produciendo la corriente eléctrica alterna.

Desde 1980 se ha incrementado el uso de una nueva tecnología, el sistema de gas natural con ciclo combinado, para la generación de electricidad en nuevas plantas termoeléctricas que queman gas natural. El gas natural se quema primero en una turbina de gas (que trabaja con el principio de los motores jet, pero en este caso utilizando gas natural a presión, e inyectándolo y quemándolo para hacer girar la turbina); el exceso de calor proveniente de la turbina de gas proporciona energía que se aprovecha para aumentar la eficiencia térmica de una segunda turbina de vapor de tipo usual para producir más electricidad.

La eficiencia energética total de este sistema es de 40-60%, comparada con 33% de eficiencia en una planta nuclear, y 36% de una planta termoeléctrica que quema carbón. Este sistema, además de su mayor eficiencia, consta de unidades modulares relativamente pequeñas que facilitan el aumento de la capacidad de producción cuando se requiera. Sin necesidad de instalar equipos de control costosos para eliminar la contaminación atmosférica, estas plantas de ciclo combinado casi no emiten dióxido de azufre y sólo una cantidad insignificante de partículas. Comparadas con las plantas termoeléctricas cuyo funcionamiento se basa en el carbón, también reducen las emisiones de óxido de nitrógeno hasta en 90% y de dióxido de carbono hasta en 60%.

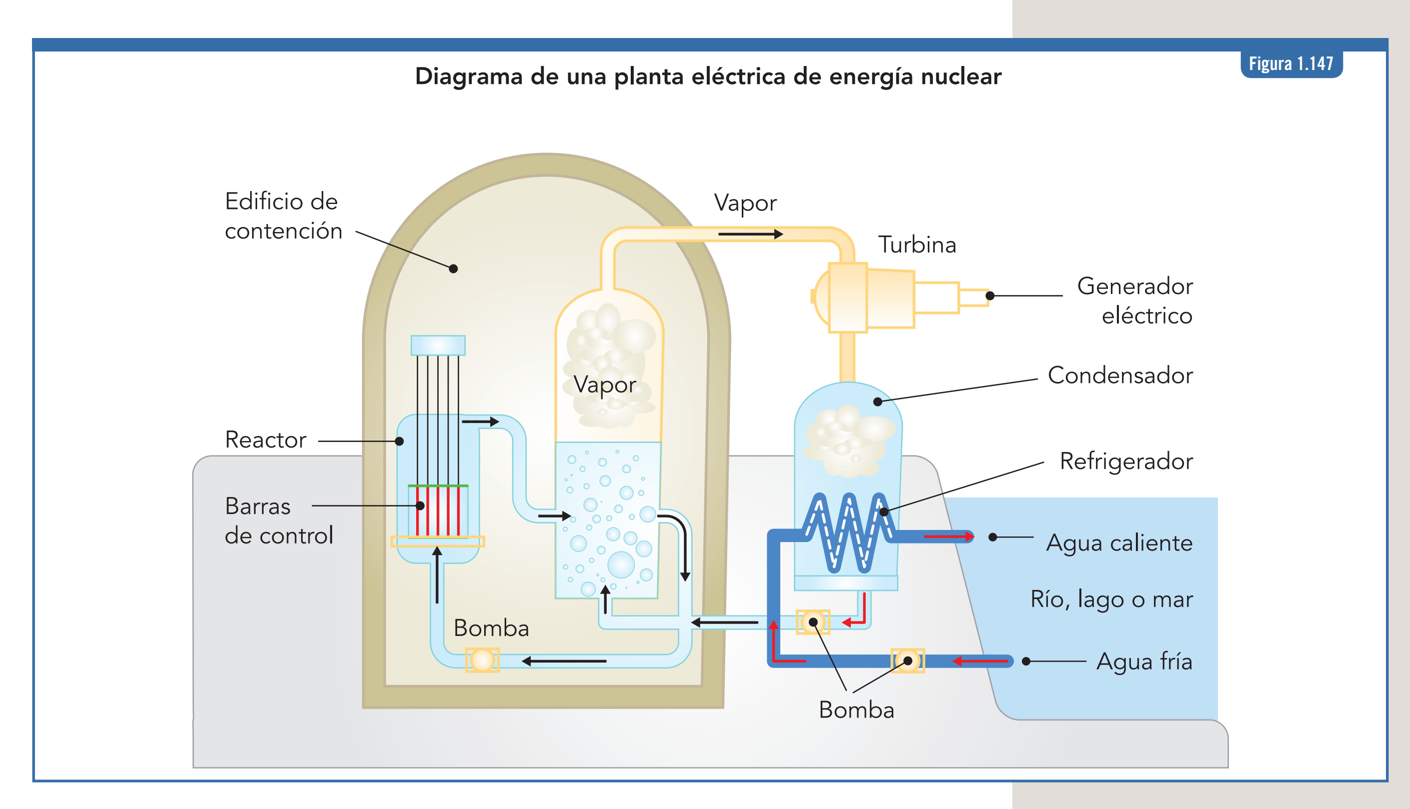
1.4.1.3 Plantas nucleoeléctricas

Una central nuclear es una planta térmica en la que el calor es producido por un reactor de fisión en vez de una cámara de combustión. Los principales componentes de un reactor nuclear son: una disposición del material reactivo fisionable, que constituye el núcleo del reactor; un sistema de control, que regula la velocidad de fisión y por lo mismo la tasa de generación de calor, y un sistema de enfriamiento, que elimina el calor del reactor y mantiene también el núcleo a la temperatura adecuada. Cierto tipo de reactor emplea pastillas metálicas que contienen uranio enriquecido con U^{235}, desde el nivel normal de 0.7%, hasta aproximadamente 3%. Se modera o controla, la reacción autosostenida de fisión, mediante las barras o varillas de control de posición regulable.

Estos elementos contienen sustancias que refrenan y capturan algunos de los neutrones que se producen. Para enfriar se puede utilizar agua ordinaria, agua pesada o sodio fundido. La energía obtenida de la reacción nuclear es en forma de calor y se usa en la producción de vapor para impulsar las turbinas que activan a los generadores de la electricidad.

1.4.2 Obtención de energía a partir de la combustión

Los combustibles fósiles (petróleo, carbón y gas natural, en orden de volúmenes de consumo) representan una parte muy importante de los recursos no renovables y se han utilizado abundantemente como fuente principal de energía en plantas termoeléctricas. Han mantenido un crecimiento en los últimos años de 2 a 3% anual, sin que se prevea una disminución de su consumo en los próximos años. Además de las consideraciones que se efectúan para diseñar nuestro futuro energético con base en la disponibilidad de recursos renovables, se estudian de manera intensiva los



▲ Diagrama de una planta eléctrica de energía nuclear. El fluido de enfriamiento transporta el calor obtenido en el núcleo del reactor a un generador de vapor y éste mueve un hidrogenerador que produce la electricidad.

factores ambientales que en la actualidad oscurecen nuestro horizonte ambiental, en esencia, el cambio climático global debido a la acumulación de CO_2, producto de la combustión de esos materiales fósiles, que ha originado el efecto invernadero en nuestro planeta y, por otro lado, el agotamiento de la capa de ozono, que permite la entrada a la tropósfera de una mayor cantidad de radiación ultravioleta. A continuación se muestran las emisiones de CO_2 de los combustibles fósiles por unidad de energía.

Gas natural = 100%

Gasolina = 134%

Petróleo crudo (los demás derivados) = 138%

Carbón = 178%

La amenaza del cambio climático, que ya se ha hecho presente, quizá obligue a recortar drásticamente el consumo de combustibles fósiles en las plantas termoeléctricas, mucho antes de que la misma limitación de estos recursos lo haga.

1.4.3 Análisis de beneficios y riesgos del consumo de energía

La generación de energía eléctrica en México

La generación de energía eléctrica en la Comisión Federal de Electricidad (CFE) se realiza por medio de las tecnologías tradicionales, como centrales hidroeléctricas, termoeléctricas y plantas nucleares. Las plantas eólicas apenas están en desarrollo.

A mediados de 2002, la CFE, así como los productores externos de energía, contaban con una capacidad efectiva instalada para generar energía eléctrica de 40 336.04 MW, que por fuente corresponden 9 378.82 MW a las hidroeléctricas, 26 152.27 MW a las termoeléctricas que consumen hidrocarburos, 2 600.00 MW a carboeléctricas, 837.90 MW a geotermoeléctricas, 1 364.88 MW a la nucleoeléctrica y 2.18 MW a la eoloeléctrica.

El desarrollo de la capacidad instalada y de la generación de energía eléctrica de 1995 a junio de 2002 se muestra en la siguiente tabla, en la que se observa que el crecimiento en capacidad en el lapso 1995-2000 fue de alrededor de 10%, mientras que en 2001 y 2002, se tuvo un crecimiento de 7 y 6%, respectivamente, es decir, 13% en comparación con el año 2000.

Capacidad eléctrica instalada en junio de 2002 en México	
Energía eléctrica	**Porcentaje (%)**
Termoeléctrica (que consumen hidrocarburos)	62.30
Hidroeléctrica	24.94
Carboeléctrica	6.91
Nucleoeléctrica	3.62
Geotermoeléctrica	2.22
Eoloeléctrica	0.01
Total	**100.00**

Actividad de aprendizaje

La importancia del acumulador

El consumo actual de pilas secas y acumuladores en el mundo es impresionante. De acuerdo con las estadísticas, una persona consume en promedio, 10 pilas secas en un año, sin contar los acumuladores o baterías para automóvil. Las pilas secas comunes, con electrodos de zinc (Zn) y de grafito (C), así como las alcalinas, se conocen como primarias, pues no son recargables. El acumulador es una pila secundaria porque es recargable.

El acumulador o batería de níquel-cadmio (Ni-Cd) es una pila secundaria que se utiliza bastante en aparatos pequeños como radios, equipos de sonido portátiles, rasuradoras, teléfonos y relojes. Pero, ¿cuál pila es la mejor? ¿Cuál proporciona el mayor beneficio al menor costo? Éstas son las preguntas centrales del siguiente análisis.

Actividad experimental

¿Qué pila usar?

Para contestar la pregunta anterior, investiga en una tienda, tlapalería o supermercado, lo siguiente:

¿Cuál es el costo de una pila seca y de una seca alcalina? ______

¿Cuál es el valor de un acumulador para automóvil? ______

¿Cuánto cuesta un acumulador de níquel-cadmio (Ni-Cd)? ______

¿Cuánto cuesta un recargador para acumuladores de níquel-cadmio (Ni-Cd)? ______

______

¿Cuál es el tiempo de vida de un acumulador de Ni-Cd? ______

¿Qué mantenimiento sugieren los fabricantes para prolongar el tiempo de funcionamiento de las pilas? ______

______

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

Conclusiones: ____

____

____

____

____

____

1.4.4 Energías limpias

Las energías limpias son aquellas que se obtienen de un proceso que no genera contaminación ambiental ni daño ecológico; las plantas hidroeléctricas, que satisfacen el primer punto, no cumplen el segundo. Si bien el principio de operación de las celdas fotovoltaicas que se estudiaron antes permite proveerse de energía eléctrica (desde la década de 1950 los satélites los utilizan), el empleo de su capacidad de generación está restringida al lugar en que se requiere energía eléctrica. Dicho de otra forma, "la red de distribución" se circunscribe a los circuitos existentes en una casa, siempre y cuando se utilicen suficientes paneles de celdas fotovoltaicas en el techo de la misma.

Por otro lado, aunque el costo ha disminuido en los últimos años, todavía en 1998 el importe de la energía eléctrica (costo del panel de celdas fotovoltaicas/número total de watts producidos en su vida útil) era tres veces mayor que el costo de la energía eléctrica obtenida de la red, que por lo general es subsidiada por el gobierno. Sin embargo, y aunque parezca contradictorio, los mayores usuarios de los paneles de celdas fotovoltaicas son los países subdesarrollados, en poblaciones que no tienen acceso a la red de distribución principal.

Entre las fuentes de energías limpias se tienen, por tanto, la recolección masiva de energía solar, la producción solar de hidrógeno (el combustible del futuro), la energía del viento (eólica), y el movimiento del agua originado por las mareas, así como la energía por biomasa, la energía nuclear y la energía hidráulica, principalmente.

Energía por biomasa

Por **biomasa** entendemos que se trata de *toda materia orgánica que existe en la naturaleza (árboles, arbustos, algas marinas, desechos agrícolas, animales, estiércol, etc.) que sean susceptibles de transformarse en energía por medio de una fermentación anaerobia (en ausencia de aire) y en un recipiente cerrado* llamado **biodigestor**. Con la biomasa pueden generarse combustibles sólidos, gaseosos y líquidos para producir vapor, electricidad y gases. Actualmente se desarrollan en México varios prototipos que aplican estos principios.

El uso de la energía debe ser debidamente canalizado y aprovechado, ya que muchos materiales que ahora nos proporcionan energía no son renovables; es decir, no se pueden producir de una manera artificial.

Al paso del tiempo, debido al consumo excesivo, estos materiales se agotarán y si no se buscan y aplican otras fuentes alternas de energía, la humanidad podría verse paralizada, lo que nos haría retroceder a los tiempos en que no había productos elaborados, combustibles, entre otros adelantos.



Figura 1.148

El biodigestor genera biogás (gas metano) y fertilizantes orgánicos a través de desechos naturales.

El rendimiento de conversión por fotosíntesis (proceso por medio del cual los vegetales transforman la energía solar en energía química) es bajo, no sobrepasa 1% en promedio, aunque la energía recuperable en una selva no es despreciable: equivale, aproximadamente, a cuatro toneladas de petróleo por hectárea y por año.


Figura 1.149

Turbinas de viento.

Energía eólica

La energía **eólica** es *la energía de los vientos*; se ha utilizado desde tiempos remotos para aplicaciones muy diversas: los molinos de viento, para moler los granos y convertirlos en harina, y las bombas de agua en los sembradíos. El defecto de esta fuente de energía proviene de la irregularidad del viento en cuanto a fuerza y dirección. Además, plantea el difícil problema del almacenamiento. En Suecia, la producción masiva de electricidad ha sido pensada en forma de una cadena costera de grandes aerogeneradores acoplados al bombeo de agua de los lagos para resolver el problema de almacenamiento. Aun en los casos más favorables, el costo del KWh eólico sigue siendo más alto que el del KWh nuclear, de acuerdo con un factor comprendido entre 3 y 4.

En la isla de Ouessant, Francia, se tiene un aerogenerador, cuya torre tiene 30 m de altura, su hélice, de dos aspas de aluminio, 18 m de diámetro, y su eje es horizontal. La potencia de este aerogenerador es de 100 KW, o sea, una potencia media.

Energía nuclear

Su origen está en el hecho de que los nucleones (protones o neutrones) están mejor ligados en el núcleo de estaño (8.5 MeV por nucleón) que en el del uranio (7.5 MeV por nucleón). La energía **nuclear** *se obtiene cuando el núcleo de uranio se divide en dos, en el transcurso de un proceso de fisión, la energía producida es de 200 millones de electronvolts (200 Mev)*.

El calor creado en el reactor por la fisión del uranio (U) se utiliza para vaporizar el agua que circula alrededor. El vapor de agua bajo presión es conducido hacia una turbina para que ponga en marcha su hélice; esta energía mecánica se transforma después en energía eléctrica por medio de un alternador. El principio de las plantas termoeléctricas es el mismo, al igual que las turbinas; sólo el combustible es diferente. En ambos casos se produce vapor a temperaturas de 400 a 500 °C y a una presión de 150 atmósferas.

Es conveniente señalar, antes que nada, que México depende fundamentalmente de los hidrocarburos para satisfacer sus necesidades energéticas, y casi en su totalidad del petróleo y el gas natural (87.55%), mientras que el carbón ocupa un lugar inferior en el balance energético (5.25%). Además, el consumo de energía en nuestro país ha crecido a una tasa anual media de 7%, lo que significa que se duplica cada 10 años. Se calculó que para el año 2000, el consumo de energía sería de $3\,500 \times 10^{12}$ kilocalorías. Habría que tomar en cuenta el aumento de la población, y si suponemos que en el año 2010 habrá 120 millones de habitantes, el consumo de energía por habitante sería de 29.17×10^{6} kcal/hab. No obstante, todos estos cálculos son sólo suposiciones y se renuevan cada día, aunque sería posible afirmar, sin embargo, que podríamos satisfacer nuestras necesidades energéticas en los próximos 20 años con las reservas actuales. El problema surgiría si, debido a su situación privilegiada como exportador de petróleo, y de acuerdo con una actitud de confianza excesiva, México ignorara los problemas que inevitablemente se presentarán cuando el petróleo se acabe.


Figura 1.150

La extracción del petróleo es fundamental para satisfacer las necesidades energéticas de nuestro país.

Energía hidráulica

Se denomina así a la *energía que se obtiene a partir del agua almacenada en una presa*. Es renovable, ya que el agua circula por la hidrósfera, movida por la energía que recibimos del Sol.

El agua retenida en la presa posee energía potencial. Cuando el agua cae, su energía potencial se convierte en energía cinética y se aprovecha para mover una turbina que, a su vez, mueve un alternador, lo que permite obtener electricidad.

Figura 1.151



Las plantas hidroeléctricas utilizan la energía del agua que cae para generar electricidad.

Evaluación sumativa

Selecciona la opción que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda.

1. ( ) Principal fuente de energía con que cuenta el hombre.

a) El petróleo *b*) El carbón *c*) El sol *d*) La gasolina

2. ( ) Uno de los productos que se obtienen en la respiración.

a) Monóxido de carbono, CO *b*) Dióxido de carbono, CO_2 *c*) Oxígeno, O_2 *d*) Nitrógeno, N_2

3. ( ) Es una propiedad fundamental de la materia.

a) Punto de fusión *b*) Elasticidad *c*) Porosidad *d*) Olor

4. ( ) En el universo, la cantidad de masa-energía que se manifiesta en determinado espacio-tiempo permanece constante. Esta ley la postuló:

a) Dalton *b*) Lavoisier *c*) Einstein *d*) Mayer

5. ( ) Propiedad que identifica al cloruro de sodio (NaCl) o sal de mesa:

a) Color *b*) Forma *c*) Punto de fusión *d*) Olor

6. ( ) Es la energía producida por la fuerza del viento.

a) Eléctrica *b*) Solar *c*) Eólica *d*) Geodésica

7. ( ) Cuando una sustancia cambia del estado gaseoso al sólido se verificó una:

a) Fusión *b*) Deposición *c*) Solidificación *d*) Sublimación

8. ( ) Es una mezcla homogénea:

a) Agua-éter *b*) Agua-grava *c*) Agua-azúcar *d*) Sal-hierro

Evaluación sumativa

Instrucciones: Selecciona la opción que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda.

( ) La química es una ciencia experimental que se dedica al estudio de:
a) Los cambios experimentados en la composición de la materia
b) El aspecto filosófico de la materia
c) La evolución del átomo
d) El comportamiento humano ante el cambio de la materia

( ) Se realiza un cambio físico durante:
a) La oxidación de un clavo
b) La fusión del hierro
c) La reducción de hierro de Fe^{+3} a Fe^{+2}
d) La reacción del cobre con ácido nítrico

( ) Una propiedad particular de la materia es la maleabilidad, la cual se manifiesta cuando un metal:
a) Conduce la corriente eléctrica
b) Se hila
c) Se lamina
d) Se oxida

( ) En una lámpara de baterías los cambios de energía que se presentan son:
a) Eléctrica, calorífica, cinética, lumínica
b) Química, eléctrica, calorífica, lumínica
c) Potencial, calorífica, lumínica
d) Química, cinética, lumínica, calorífica.

( ) Son ejemplos de compuestos:
a) Vidrio, mayonesa, crema
b) Agua de mar, agua azucarada
c) Hierro, bronce
d) Cloruro de sodio, cal

( ) Es un ejemplo de energía potencial:
a) Un atleta corriendo
b) El viento de un huracán
c) La luz del Sol
d) Una resortera lista para disparar

( ) Partícula más pequeña que no puede descomponerse en otras más sencillas:
a) Molécula
b) Átomo
c) Mezcla
d) Elemento

( ) Todo lo que requiere energía para un cambio de estado, de reposo o de movimiento, se conoce como:
a) Masa
b) Densidad
c) Fuerza de gravedad
d) Materia

( ) Las sustancias puras que pueden descomponerse en otras más simples se llaman:
a) Elementos
b) Átomos
c) Electrones
d) Compuestos

( ) Son sustancias que resultan de la unión de dos o más elementos diferentes en proporciones definidas y pueden separarse sólo por métodos químicos.
a) Átomo
b) Compuesto
c) Molécula
d) Elemento

(*Continúa*)

Evaluación sumativa *(continuación)*

( ) "La masa no se crea ni se destruye, sólo se transforma", corresponde al enunciado de la ley de:

a) Dalton *b*) Proust
c) Lavoisier *d*) Richter

( ) La energía que tiene un cuerpo debido a su posición o estado de reposo se le conoce como:

a) Cinética *b*) Radiante
c) Luminosa *d*) Potencial

( ) Se define como la capacidad que tienen los cuerpos para realizar un trabajo:

a) Materia *b*) Masa
c) Energía *d*) Volumen

( ) Expresión matemática de la ley de la conservación de la materia:

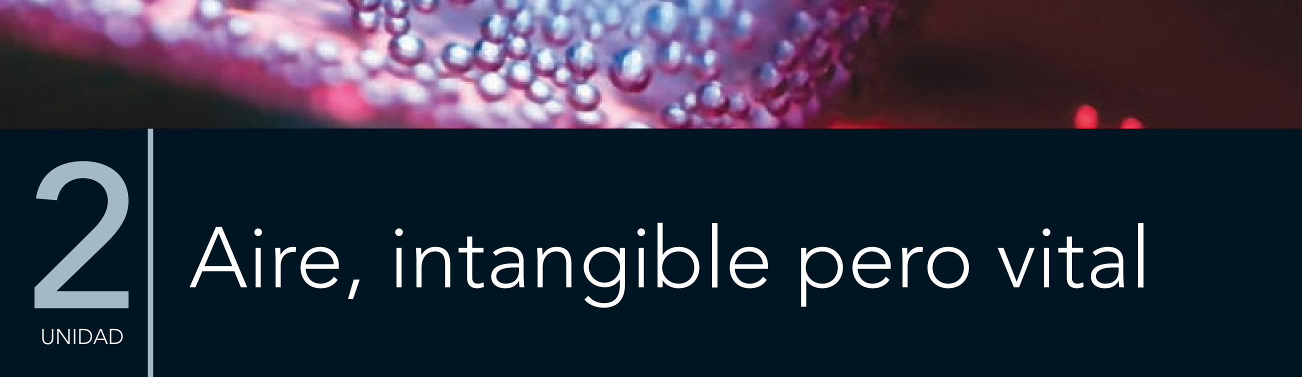
a) $E = mv^2$ *b*) $E = mhg$
c) $E = mc^2$ *d*) $E = wf$

( ) Son ejemplos de propiedades específicas de la materia:

a) Masa, peso, volumen, inercia
b) Volumen, densidad, punto de fusión, divisibilidad
c) Temperatura, densidad, color, punto de fusión
d) Solubilidad, masa, longitud, inercia

( ) Es un ejemplo de fenómeno químico:

a) La caída de un rayo
b) La evaporación del agua
c) La oxidación de un metal
d) La fusión de la cera



2
UNIDAD

Aire, intangible pero vital

Índice del capítulo

Estructuración del programa

Unidad 2: Aire, intangible pero vital



2.1 ¿Qué es el aire?

Los griegos no aceptaban la noción de vacío y, por tanto, no creían que el espacio que hay entre la Tierra y el cielo estuviera libre de sustancias. Ya que en las diferentes altitudes habitadas por el hombre había aire, parecía razonable suponer que también hubiese oxígeno más arriba. Quizá este razonamiento llevó a Anaxímenes de Mileto a la conclusión, hacia el 570 a. C., de que el **aire** era el elemento constituyente del Universo, y quizá por eso también pensó que éste se comprimía al acercarse al centro del planeta, formando así sustancias más densas, como el agua y la tierra.

Figura 2.1

Cada planeta tiene su propia atmósfera.

Figura 2.2

La Tierra está protegida por una capa gaseosa, muy importante para los seres que habitamos en este hermoso planeta, llamada atmósfera.

2.1.1 Mezcla homogénea indispensable para la vida

Ahora sabemos que una mezcla de varios elementos y compuestos conforman la **atmósfera**, esa capa de aire que rodea a la Tierra. La palabra atmósfera proviene del griego *atmos*, aire, y *sfaira*, esfera. Para que tengas una idea de qué tan importante es la atmósfera terrestre para el hombre, piensa que la Luna, aunque incomparablemente bella, carece de aire; Mercurio es desolador desde los primeros kilómetros de altura; Venus tiene una atmósfera abrasadora e inhóspita, y los científicos ya nos han proporcionado un acercamiento fotográfico del sofocante Júpiter.

Hoy el hombre sigue buscando un lugar en el espacio que pueda servirle como hogar en caso de un drástico aumento de la población mundial. Debido a que no sabemos cuál será el resultado de esa búsqueda, tenemos que darnos cuenta de que la Tierra es una pequeña isla verde y azul suspendida en la inmensidad del espacio. Es nuestra isla y, por ello, debemos prodigarle los cuidados necesarios para mantenerla habitable, pues es el único sitio que tenemos para vivir.

Lo que hace tan especial a nuestro planeta es su sistema de mantenimiento de la vida, el cual consta, en parte, de esa delgada capa de gases a la que llamamos atmósfera. Sin ella, sería imposible vivir en la Tierra, pues una persona puede sobrevivir algunos días sin agua, pero sin aire moriría en unos minutos. Por eso el hombre se ha ocupado en estudiarla, aunque todavía hay cosas que no ha podido explicar. Por ejemplo, es difícil determinar su espesor con exactitud, pues no tiene un límite definido sino que se desvanece a medida que asciende desde la superficie de la Tierra. Sólo sabemos que 99% de ella abarca 30 km a partir del suelo. Es decir, si comparamos la Tierra con una manzana, la atmósfera sería más delgada que la piel de la primera. ¿Te imaginas? Esa fina capa de aire es todo lo que existe entre nosotros y el espacio sideral.

Ahora bien, como el aire para nosotros es tan familiar y desconocido al mismo tiempo, es difícil considerarlo como materia; pero lo es. Todos los gases, incluido el aire, tienen masa y ocupan espacio; además, como otras formas de materia, se rigen por ciertas leyes físicas.

El aire tiene las siguientes propiedades físicas y químicas:

Propiedades físicas

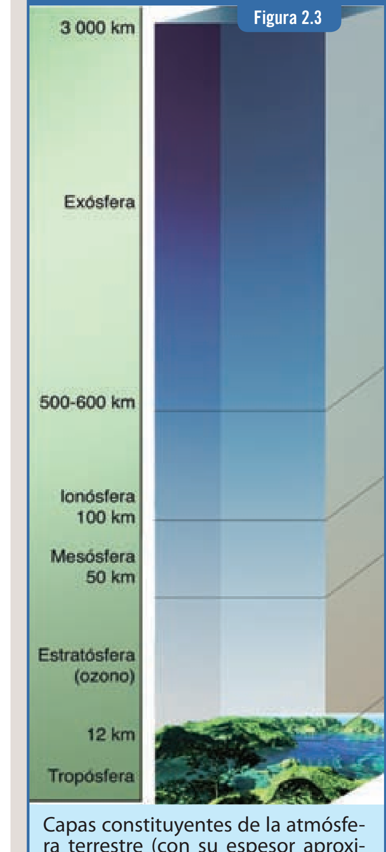
- Su densidad es menor que la del agua.
- Tiene volumen definido (debido a que forma parte de la tropósfera, región que comprende aproximadamente 12 km de altura).
- No se presenta en el vacío
- Es incoloro, inodoro e insípido.

Propiedades químicas

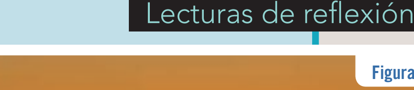
- Está compuesto por varias sustancias: nitrógeno (78% en volumen), oxígeno (21% en volumen) y el restante 1% está formado por muchos gases de vital importancia para nosotros, entre ellos el dióxido de carbono (CO_2) y el vapor de agua.
- A bajas temperaturas, el aire se cristaliza o se puede congelar.

De acuerdo con la altitud, la composición, la temperatura y otras características, la atmósfera comprende las siguientes capas o regiones:

- ***Tropósfera.*** Alcanza una altura media de 12 km (7 km en los polos y 16 km en los trópicos). En ella encontramos, junto con el aire, polvo y vapor de agua, entre otros componentes.
- ***Estratósfera.*** Zona bastante fría que se extiende entre los 12 y los 50 km de altura. En su capa superior (entre los 20 y los 50 km) contiene gran cantidad de ozono (O_3), que es de enorme importancia para la vida en la Tierra ya que absorbe la mayor parte de los rayos ultravioleta del Sol.
- ***Mesósfera.*** Zona que se sitúa entre los 50 y 100 km de altitud. Su temperatura aumenta hasta 10 000 °C, y los rayos "X" y ultravioleta del Sol ionizan el aire enrarecido, produciendo átomos y moléculas con carga eléctrica (que reciben el nombre de "iones") y electrones libres.
- ***Exósfera.*** Está a 500 km de altura y se extiende más allá de los 1 000 km. Está formada por una capa de helio y otra de hidrógeno. Después de esta capa se halla una enorme banda de radiaciones (conocida como magnetósfera) que se extiende hasta unos 55 000 km de altura, aunque no constituye propiamente un estrato atmosférico.

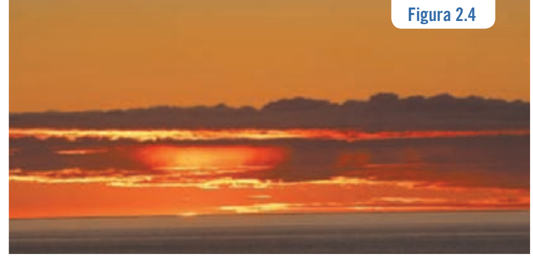


Capas constituyentes de la atmósfera terrestre (con su espesor aproximado).

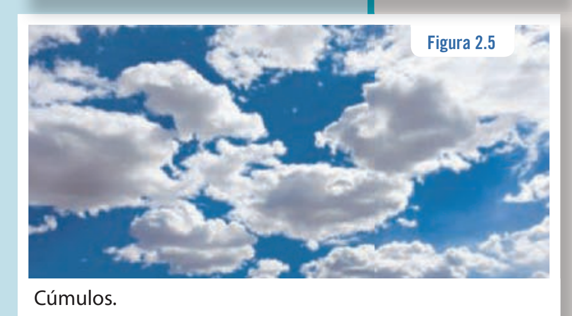


Una nube es una masa de gotas de agua (o cristales de hielo) que está suspendida en el aire. Se forma cuando el aire asciende y, debido a que la presión atmosférica disminuye con la altura, se expande; al expandirse, el aire se enfría y no puede mantener tanto vapor de agua como cuando está caliente. Por ejemplo, a una temperatura de 20 °C el aire puede retener una cantidad de vapor de agua cuatro veces mayor que cuando se encuentra cerca del punto de congelación.

Al enfriarse, el aire alcanza una temperatura en la que el vapor está saturado, es decir, está a punto de rocío. Por debajo de esa temperatura no retiene más humedad vaporizada, así que ésta se condensa alrededor de las pequeñas partículas que siempre hay en el aire. Así se forman las gotas de agua. Luego, esas gotas son elevadas por una corriente de aire cálido y, como sobre una partícula se condensan muchas moléculas de vapor de agua, se forma una nube de gotas, cuyo volumen es mucho mayor que la suma de los volúmenes de las moléculas. Existen dos tipos de nubes, las cumuliformes (cúmulos) y las estratiformes (estratos), y su formación depende de la velocidad de la corriente de aire ascendente.



Estratos.



Cúmulos.

2.1.2 Composición del aire (en porcentaje de N_2, O_2, CO_2, Ar y H_2O)

El aire limpio y puro forma una capa de aproximadamente 5 000 billones de toneladas que rodea a la Tierra. Su composición es la siguiente:

Componente	Símbolo	Concentración aproximada en % en volumen
Nitrógeno	N	78.03
Oxígeno	O	20.99
Dióxido de carbono	CO_2	0.03
Argón	Ar	0.94
Neón	Ne	0.00123
Helio	He	0.0004
Criptón	Kr	0.00005
Xenón	Xe	0.000006
Hidrógeno	H	0.01
Metano	CH_4	0.0002
Óxido nitroso	N_2O	0.00005
Vapor de agua	H_2O	Variable
Ozono	O_3	Variable
Partículas		Variable

2.1.3 Aire, ligero, sin embargo pesa (propiedades físicas de los gases)

¿Por qué el aire pesa? ¿Por qué pesan las cosas? ¿Qué es el peso?

Peso

El aire pesa porque tiene masa. Cualquier cantidad de algo tiene masa, y la masa es atraída por la Tierra, de acuerdo con la gravitación de Newton. Esa fuerza de atracción es lo que llamamos peso. Nuestras básculas de baño miden el peso con un pequeño muelle calibrado que se contrae de manera proporcional a esa fuerza. En situaciones normales, en reposo, el peso es:

$$\text{peso} = \text{masa} \times \text{gravedad}$$

La gravedad en la superficie del planeta Tierra es 9.8 m/s^2 y este número es siempre el mismo y depende de la masa de nuestro planeta. Así, nuestro peso en la báscula es el resultado de:

$$\text{Peso} = \text{masa} \times 9.8\ m/s^2$$

En situaciones normales, por ejemplo, al comprar fruta, la gravedad de la tierra es siempre 9.8 m/s^2. Por motivos prácticos, en la frutería no hacen la multiplicación porque siempre sería la misma, para cada pesada. Así que la omiten y nos dicen el peso de las naranjas en kg (no se incluye la explicación de las unidades de masa y peso para no complicar la respuesta. Sólo se comenta que no coinciden pero por

los motivos prácticos y cotidianos ya comentados; se utilizan los kg para las dos) Entonces, ¿por qué no hablamos de peso en lugar de masa? He aquí un sencillo experimento. Toma una báscula de baño y dirígete al elevador más cercano. Entra en él y súbete a la báscula. Mira tu peso. Sin dejar de mirar el indicador, sube unos pisos. Al momento en que el elevador inicia el su movimiento, la balanza indicará un breve aumento de peso.

No es que hayas engordado de repente (y adelgazado a continuación). Lo que la balanza mide es la fuerza de gravedad sobre nuestro cuerpo. Al iniciar un movimiento, el elevador pasa de una velocidad cero (está quieto) a otra (1 m/s) en un segundo. Esto es aceleración (1 m/s^2) y es como la que ejerce el planeta sobre todo cuerpo en forma de gravedad. Las dos aceleraciones (gravedad y ascensor) se suman porque tienen la misma dirección y sentido, lo que resulta en un aumento de peso. Pero, atención: no hay aumento de masa. Del mismo modo, si pudieras viajar a otro planeta con tu báscula y te pesaras en su superficie, la báscula indicará el peso en relación con su gravedad (en la Luna una sexta parte, aproximadamente). Pero en realidad tu masa tampoco ha variado. Por eso los físicos prefieren hablar de masa en lugar de peso. La masa es independiente de la gravedad o de las aceleraciones, y eso es muy útil cuando estudias aspectos relacionados con el espacio exterior. Para resolver tu pregunta, el aire pesa porque es una cantidad de algo; cualquier cantidad de algo tiene masa. Toda masa es atraída por la gravedad de la Tierra con una fuerza que llamamos peso.



Figura 2.6

Peso ¿Por qué no hablamos de peso en lugar de masa?

Pero en realidad, esta respuesta no aclara nada porque también es posible plantear la pregunta de otra manera: ¿Por qué el aire tiene masa? ¿Por qué tienen masa las cosas? ¿Qué es la masa?

Masa

Ya sabemos que si algo se puede pesar es porque tiene masa; dicho de otra forma, la masa es cualquier cantidad de algo que es posible pesar: 1 kg de naranjas, un globo lleno de aire, un armario, un coleóptero, entre otras cosas. Hasta 1 átomo de hidrógeno es una cantidad, así como 1 electrón, son cantidades porque se pueden pesar. La masa es una propiedad intrínseca de la materia.

En realidad, *la masa es la medida de inercia de un cuerpo*. Es la resistencia a iniciar movimientos o detenerlos. Parece extraño, pero intenta mover un coche de juguete de 100 gramos y luego prueba con uno de 1 000 kg. Con el coche de juguete no tenemos problema, porque su masa es pequeña. El grande tiene 10 000 veces más masa, por lo que moverlo nos costará 10 000 veces más. En la vida cotidiana, para quienes no somos astronautas ni pilotos de Fórmula 1, basta con saber que la masa es la cantidad de, materia de un cuerpo y que en ciertos casos se puede medir con una báscula de baño. Y el hecho de que el aire pese (tenga masa) tiene ciertas consecuencias, algunas muy conocidas, como la presión del aire o la oscilación del nivel del mar.

Densidad

¿Cuál es la diferencia entre 1 kg de paja y 1 kg de plomo? Su volumen. Un kg de plomo ocupa un espacio equivalente a una cajetilla de tabaco. Un kg de paja, una bolsa de basura grande. Pesan lo mismo, pero tienen volúmenes muy diferentes. Si dividimos el peso entre el volumen obtenemos la densidad. La densidad del agua pura es de 1 kg/L. Eso significa que un kg de agua ocupa un litro. Si pudiéramos meter 2 litros de agua en una botella de un litro (apretando "mágicamente" los átomos unos contra otros) entonces tendríamos una botella de agua de densidad 2 kg/L. Con el aire sucede lo mismo. En una cantidad determinada (1 litro) hay una cantidad específica de aire (1.14 miligramos). El aire tiene una densidad de 0.00149 kg/L a nivel del mar y 20 °C. La densidad del aire que nos rodea varía con la altura, la temperatura y la humedad.

Lecturas de reflexión

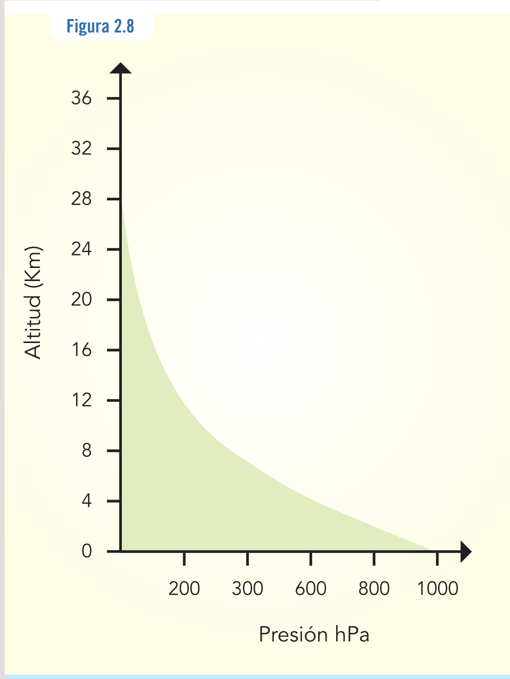
¿Por qué los aviones vuelan?

Los aviones vuelan porque sus alas generan una fuerza que contrarresta a la gravedad. Esa fuerza se llama **sustentación** y para un avión en concreto depende de la densidad del aire y de la velocidad de la nave. Cuanto más denso sea el aire, menos velocidad necesita el avión para compensar su peso.

Figura 2.7



Figura 2.8



Gráfica de la variación de la presión del aire con la altura.

Figura 2.9

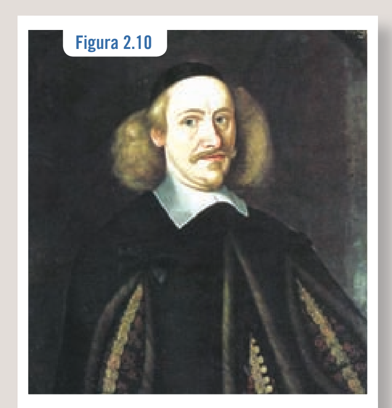


La sustentación es generada por la forma del ala y el aire en movimiento.

Un avión puede volar a 900 km/h pero despega con una velocidad de 250 km/h. La densidad del aire varía con la altura, y cuando el avión alcanza su altura de vuelo, digamos 10 000 metros, la densidad del aire es sólo de 0.0003 kg/m^3 (puedes calcular la densidad del aire que ahora te rodea en esta página). Para mantener la sustentación que contrarresta su peso debe aumentar su velocidad.

Es decir, los aviones pueden volar debido a la densidad del aire y, en último término, a su peso (masa). Hace unos días presencié otro efecto del peso del aire: ocho caballos intentaban separar, sin conseguirlo, dos semiesferas unidas sólo por el efecto del la presión atmosférica (el peso del aire). Se trataba de la representación de la clásica experiencia de los hemisferios de Magdeburgo que realizó Otto von Guericke en Ratisbona, en 1654.

Figura 2.10



Otto von Guericke.

Von Guericke inventó una máquina neumática de vacío con la que experimentó los efectos de la (ausencia de) presión atmosférica. Vio, por ejemplo, que si hacía vacío en un recipiente, el peso (la presión) del aire impedía abrirlo (lo mismo sucede con los frascos de mermelada o los botes de lentejas cuando queremos abrirlos por primera vez).

Construyó dos semiesferas, los hemisferios, en cuyo interior hizo el vacío, y colocó, tirando de cada una de las semiesferas, a cuatro caballos para separarlas, sin conseguirlo. La presión exterior del aire sobre las semiesferas las mantenía unidas.

Esta demostración la hizo frente al Emperador y la corte. La misma experiencia se repitió en el Parc de la Ciutadella, en el marco del Año de la Ciencia de Barcelona.

El aire no sólo es una mezcla de gases que protege a los seres vivos; también es una fuente casi inagotable de recursos naturales. Por ejemplo, las plantas y los animales extraen de él, mediante diversos procesos bioquímicos, el oxígeno y el nitrógeno que necesitan para vivir.

Por su parte, el hombre ha aprendido a separar los componentes del aire por medios químicos como la licuación, que consiste en comprimir el aire a una presión muy alta para convertirlo en líquido. Después, ese líquido se calienta y se enfría sucesivamente para obtener nitrógeno de alta pureza, oxígeno líquido y otras fracciones como el neón (Ne), el argón (Ar), el criptón (Kr) y el xenón (Xe). El oxígeno líquido se envasa en recipientes de acero a presiones de 100 atmósferas o más, y se utiliza, por ejemplo, en sopletes industriales y en respiradores caseros.

Fueron muchos los descubrimientos científicos que tuvieron que realizarse antes de que la separación del aire y otros gases fuese posible. Varios de ellos estuvieron ligados al propósito de alcanzar la temperatura del cero absoluto: −273 °C. Sin embargo, este valor, que equivale a cero grados Kelvin (0 K), es inalcanzable, ya que se necesitaría un proceso casi interminable para obtenerlo. Hasta hoy, la temperatura más baja que se ha alcanzada es de 0.000005 °C sobre el cero absoluto.

El aire es ligeramente *soluble en agua*. La solubilidad depende de la temperatura del agua; por ejemplo, un litro de agua puede disolver 30 cm^3 de aire a 0 °C, y 15 cm^3 a 30 °C.

Esto explica el desprendimiento de burbujas de aire cuando se calienta el agua, ya que la solubilidad del aire disminuye en agua caliente. El aire, como todos los gases, se puede comprimir, expandir y ser elástico. Para los buzos se utilizan cilindros con aire comprimido; en las suspensiones neumáticas de diversos automóviles y vehículos de transporte, etcétera.

Figura 2.11



Los 8 caballos luchando contra el peso del aire.

Figura 2.12



Detalle de los hemisferios, de los actores y de la máquina de vacío.

Figura 2.13



Los sopletes industriales requieren oxígeno líquido.

Figura 2.14



La neumática constituye una herramienta muy importante dentro del control automático en la industria.

Actividad experimental

Recolección de un gas obtenido a partir de diferentes sustancias

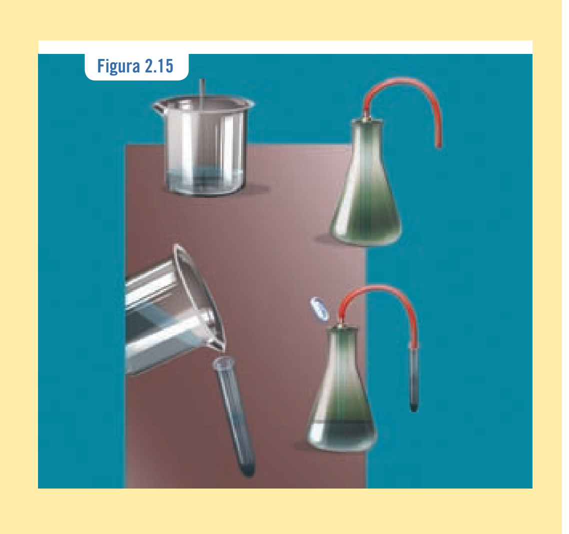
Con la guía de tu profesor, realiza esta actividad y contesta las preguntas correspondientes. Luego elabora un informe escrito con sus conclusiones.

Propósito

Separar el dióxido de carbono de una mezcla de gases.

Material

- Vaso de precipitados de 25 mL
- 1 agitador de vidrio
- Hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$)
- Agua destilada o de la llave
- 1 matraz Erlenmeyer de 250 mL
- 1 tapón monohoradado
- 2 botellas iguales de plástico (pueden ser de refresco)
- 1 tubo de vidrio con manguera de hule
- Pastillas efervescentes
- 1 cucharada de polvo de hornear
- 3 mL de vinagre
- 3 tubos de ensayo de 15 × 150 mm
- 4 popotes


Figura 2.15

Procedimiento

- Agrega 5 g de hidróxido de calcio en un vaso de precipitados que contenga 200 mL de agua de la llave o destilada.
- Mezcla ambas sustancias con el agitador y déjalas reposar hasta que se precipite el hidróxido de calcio.
- Prepara el tubo generador de gases colocando el tapón monohoradado al tubo de vidrio, y luego coloca éste dentro del matraz Erlenmeyer, como se observa en la figura.
- Vierte en un tubo de ensayo parte de la disolución que preparaste en el paso 1. Procura llenar el tubo de ensayo hasta la mitad.
- Añade un poco de agua y las pastillas efervescentes al matraz generador de gases. Tápalo rápido e introduce la manguera en el tubo de ensayo para que entre en contacto con la disolución de hidróxido de calcio.

¿Qué ocurrió en el tubo de ensayo? ______________________________

____

¿Qué gas se desprende del matraz generador? ______________________________

____

Laven el matraz generador y repitan el experimento pero ahora, para producir el gas, utilicen el polvo de hornear y el vinagre.

¿Qué ocurrió en el tubo de ensayo? ______________________________

____

¿Qué gas se desprende del matraz generador? ______________________________

____

(Continúa)

Actividad experimental

El dióxido de carbono (CO_2), presente en el aire que exhalamos, puede separarse de los otros gases con los que se mezcla, por medio de este procedimiento:

Viertan disolución de hidróxido de calcio (preparada en el paso 1) hasta la mitad de una de las botellas de plástico y marquen con un plumón el nivel alcanzado. Luego viertan el agua de la llave en otra botella igual y hasta el mismo nivel.

Introduzcan dos popotes en cada botella y soplen a través de ellos, por lo menos durante un minuto. Soplen de forma suave y continua hasta que aparezcan burbujas. Procuren no salpicar.

Comparen las dos botellas y contesten lo siguiente:

¿Qué sucedió en cada botella? ______________________________

____

¿De qué otros gases se separa el dióxido de carbono en este experimento?

____

Conclusiones: ______________________________

____

____

____

____

____

En el desarrollo histórico de la química, los gases han tenido gran importancia y han proporcionado una clave tanto para los problemas químicos como para los físicos. En efecto, las investigaciones de los gases fueron un aspecto fundamental para el desarrollo de la teoría atómica. Los gases se desplazan a altas velocidades, a este movimiento se deben algunas propiedades interesantes, como las siguientes:

- Se expanden de manera uniforme. Pueden ocupar el volumen total del recipiente que los contiene.
- Se difunden con facilidad uno en otro.
- Se desplazan hacia puntos o lugares de presión menor.
- Ejercen una presión sobre las paredes del recipiente que los contiene.
- La presión aumenta con la temperatura si el gas está contenido en un recipiente cerrado.
- La densidad de los gases es menor comparada con la de los sólidos y los líquidos.

Muchos de nosotros conocemos diversos gases, sus características y propiedades. Por ejemplo, si dejamos un balón de básquetbol en el patio de la casa a la intemperie, éste botará bien cuando hay sol y en la noche se contraerá, debido a que el aire contenido en el balón se calienta o enfría, lo cual provoca que las moléculas se expandan o se contraigan. Para lograr que un globo aerostático se eleve se necesita calentar el aire, es necesario controlar la temperatura y la densidad del gas dentro del globo. Una vez en el aire, deben considerarse los cambios de la presión atmosférica para evitar que el globo estalle. ¿Qué factores afectan la presión de un gas? ¿Cómo afecta el cambio de temperatura el volumen del gas?

Gas ideal

El tamaño de una molécula gaseosa es insignificante cuando se compara con la distancia entre las moléculas. Por tanto, suponemos que las partículas de un gas no se atraen entre sí. Se llaman **puntos con masa**, ya que se considera que no tienen volumen ni diámetro.

Un gas compuesto de puntos con masa no existe realmente. Este gas imaginario, compuesto de moléculas con masa, pero sin volumen y sin atracción recíproca se llama un **gas ideal**.

También se conocen como gases ideales aquellos que trabajan a presiones cercanas a la atmosférica. La cantidad de partículas gaseosas en un volumen de gas depende de la presión y de la temperatura del gas. Por tanto, cuando hablamos de cantidades de gas, es necesario especificar, no sólo el volumen, sino también la presión y la temperatura. Los científicos estalecieron 0 °C y 1 atmósfera como las condiciones estándar o normales de temperatura y presión (TPN) para comparar volúmenes de gases.

Gas real

De acuerdo con la teoría cinético-molecular, las moléculas gaseosas no tienen volumen y no se atraen entre sí. Estas suposiciones son ciertas sólo para los gases ideales. Sin embargo, no todos los gases se comportan idealmente; éstos se llaman gases reales y a presiones bajas las moléculas se comportan en una forma parecida a la de las moléculas de los gases ideales.

A presiones bajas, las moléculas de los gases ideales y de los gases reales están muy separadas. El volumen ocupado por las moléculas es pequeño si se compara con el volumen total del gas. La mayor parte del volumen total es espacio vacío. Al aumentar la presión, se obliga a las moléculas gaseosas a estar más cerca unas de otras. Las moléculas del gas ideal aún se mantienen relativamente separadas, pero las del gas real empiezan a ocupar una porción significativa del volumen total. Un aumento aún mayor en la presión no siempre causa la disminución esperada en el volumen. Si se logra que las moléculas vayan más despacio, se sentirá el efecto de las fuerzas de Van der Waals.

Para la mayoría de los gases comunes, las leyes de los gases ideales son exactas a 1% a temperaturas y presiones normales del laboratorio. Por conveniencia, suponemos que estos gases tienen propiedades de gases ideales. En general, mientras más baja la temperatura crítica de un gas, mejor obedece éste las leyes de los gases ideales. De acuerdo con la tabla 12.1, el gas helio (He) es el que más se acerca a este comportamiento:

Tabla 2.1 Temperaturas críticas*

Gas	Tc (K)
He	5.19
H_2	33.2
N_2	126.0
O_2	154.2
CO_2	304.4
SO_2	430.6
H_2O	647.3

* La temperatura crítica es la temperatura sobre la cual, sin importar la presión aplicada, un gas no se licúa.

Los gases reales tienen una propiedad que depende de las fuerzas de atracción que hay entre las moléculas. Si un gas altamente comprimido escapa a través de una pequeña abertura, disminuye su temperatura. Este fenómeno se conoce como *efecto de Joule-Thomson*, en reconocimiento a los dos científicos que hicieron las primeras investigaciones acerca de este tema. Para expandirse, las moléculas de un gas deben hacer algún trabajo para sobreponer las fuerzas de atracción que existen entre ellas. La energía utilizada para hacer este trabajo proviene de su energía cinética.

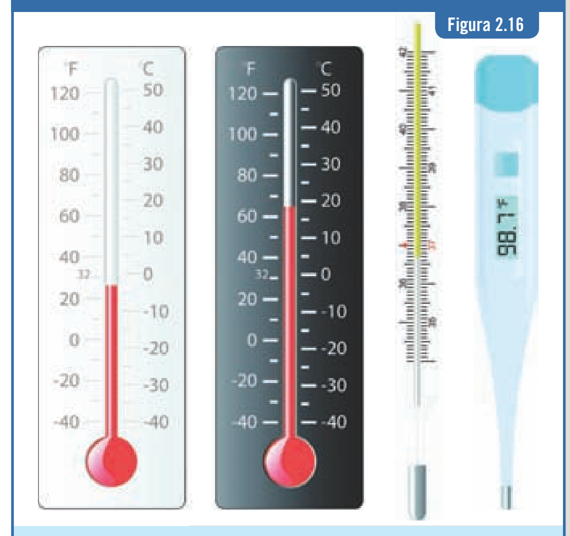
A medida que su energía cinética disminuye, la temperatura baja.

Como se ha mencionado en este tema, a presiones relativamente bajas y temperaturas altas el comportamiento PVT (presión, volumen y temperatura) de la mayoría de los gases puede representarse con bastante precisión mediante la ecuación de los gases ideales. El uso de dicha ecuación se justifica, en muchas aplicaciones, porque la divergencia respecto del comportamiento ideal no es muy grande. Cuando se necesitan cálculos más precisos deben evitarse tales discrepancias.

Unidades físicas

Temperatura

Se define a la temperatura *como la medición del calor en los cuerpos*, puesto que éstos se encuentran en movimiento constante en mayor o menor grado; dicho movimiento está en relación directa con las propiedades térmicas del cuerpo y su relación con el medio.



Hoy en día se siguen utilizando los termómetros de mercurio y los digitales para medir la temperatura de un cuerpo.

Adquirimos la noción de frío o caliente por medio de nuestros sentidos. Si tomamos un objeto con la mano, podemos decir si está frío o caliente; nuestros sentidos nos permiten distinguir lo frío de lo caliente; asimismo, podemos decir cuándo un sistema se encuentra más caliente que otro y esto en principio establece una graduación en cuanto a la cantidad de calentamiento de varias sustancias.

El procedimiento que acabamos de enunciar es, sin embargo, demasiado rudimentario, ya que depende en forma exclusiva de nuestros sentidos y puede generar situaciones confusas. Para demostrar la imperfección y las limitaciones de nuestros sentidos en la medición de este proceso, realizaremos un sencillo experimento: tomemos tres recipientes y llenemos el primero con agua fría, el segundo con agua tibia y el tercero con agua caliente. Introduzcamos ahora la mano izquierda en el agua fría y la derecha en el agua caliente. Mantengamos por un lapso de tres minutos nuestras manos dentro de los recipientes.

Ahora, al mismo tiempo, sacamos las manos y las introducimos en el recipiente de agua tibia. La sensación que percibimos, nos hace dudar acerca de la temperatura del agua.

Esto hace ver que no dependemos en exclusiva de nuestros sentidos para cuantificar lo frío o caliente. Para ello es necesario definir el concepto de temperatura y luego mencionar los instrumentos y escalas de medición de temperatura.

La temperatura de un cuerpo nos indica el grado de energía de sus moléculas en movimiento de tal modo que, para las moléculas de un cuerpo, el aumento de su velocidad se traduce en una elevación de temperatura. La medición de esta última se realiza con un instrumento conocido como **termómetro**. Un termómetro común es un dispositivo con líquido dentro de un pequeño bulbo de cristal que comunica con un capilar por donde puede subir o bajar el líquido, según los cambios de temperatura.

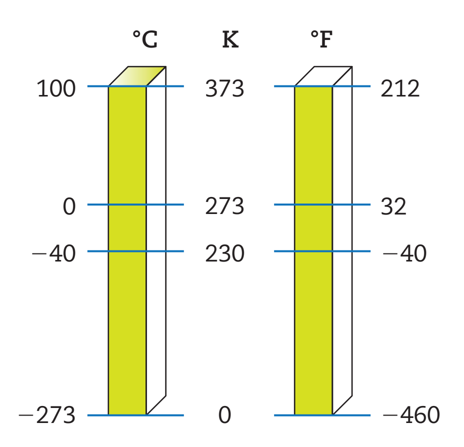
Ésta es una propiedad de los cuerpos que se dilatan cuando la temperatura aumenta. Los primeros fabricantes de termómetros se enfrentaron principalmente a dos problemas: la elección del líquido cuya dilatación se mediría al variar la temperatura y el establecimiento de la escala de temperaturas.

El primer problema se solucionó al elegir el mercurio como líquido termométrico; el segundo resultó algo más complicado, exigía establecer como puntos de referencia una temperatura fría y otra caliente. Estos puntos fijos de un termómetro a una atmósfera de presión son: punto bajo (temperatura de fusión del hielo) y punto alto (temperatura de ebullición del agua).

El valor numérico de estos puntos difiere según la escala de que se trate; las cuatro escalas principales llevan el nombre de sus autores: Celsius, Kelvin, Fahrenheit y Rankine.

En 1714, Fahrenheit inventó el termómetro de vidrio, que contenía mercurio, y tomó como referencia la temperatura más baja que se obtiene con una mezcla de sal de mesa y agua.

El punto de referencia más alto lo escogió tomando como base la temperatura del cuerpo de un hombre sano. El intervalo entre estos dos puntos se dividió en 100 partes, las escalas de temperatura se muestran a continuación:



La diferencia entre este tipo de escalas es que, tanto la Celsius como la Fahrenheit se basan en los puntos alto y bajo que ya se han descrito; en la escala Celsius divide en 100 partes que son cero (punto de fusión del hielo) y 100 (punto de ebullición del agua); era posible continuar la escala por debajo y encima de ambas temperaturas; la escala Fahrenheit se utilizaba principalmente en Inglaterra y EUA, contiene 180 partes entre los mismos límites; el grado 32 correspondía al 0 °C y el 212 al 100 °C.

$$\frac{180}{100} = 1.8 \qquad \text{o} \qquad \frac{9}{5}\,°\text{C}$$

De lo que obtenemos las siguientes fórmulas:

$$°\text{F} = 1.8\ °\text{C} + 32 \qquad\qquad °\text{R} = °\text{F} + 460$$

En cambio, las escalas Kelvin y Rankine se basan en las propiedades de los gases; todos los gases que se mantienen a un volumen constante muestran un aumento uniforme de la presión cuando se incrementa la temperatura, de modo que la presión de un gas aumenta en 1/273 de su presión a 0 °C por cada grado que suba la temperatura. De igual forma, la presión disminuye en 1/273 de la que tenía a 0° por cada grado de descenso de temperatura. De acuerdo con dicho comportamiento se deduce que un gas no ejercerá ninguna presión cuando alcance la temperatura de 273 por debajo de 0 °C.

Esta temperatura de −273 °C, a la que las moléculas del gas dejarían de moverse de acuerdo con la teoría del movimiento de las moléculas (recuerda que la temperatura está en función del movimiento de las partículas), se denomina **cero absoluto** de temperatura.

El cero absoluto de temperatura, −273.15 °C, se toma como punto cero de la escala absoluta de Kelvin, y por ello las escalas difieren únicamente en la elección del punto cero.

Relacionando cada uno de los puntos de las escalas de temperaturas, así como sus divisiones (100 en Celsius y 180 en Fahrenheit), es posible obtener una forma general de la ecuación de transformación de temperaturas:

A partir de la ecuación de transformación de temperaturas, es frecuente derivar expresiones de uso más práctico, por ejemplo, si deseamos obtener una relación que nos permita transformar los grados Kelvin a grados Celsius, tomamos las partes *a* y *b* de la ecuación y multiplicando por 100 ambos términos de la ecuación obtenemos:

$$K = °C + 273 \qquad °F = 1.8\ °C + 32 \qquad °R = °F + 460$$

$$°C = K - 273$$

Presión

La transmisión de una presión ejercida contra un gas se realiza con igual intensidad en todas direcciones; la presión de un gas se define como *la fuerza por unidad de área que ejerce del recipiente*. Considerando lo que antes se ha comentado, la presión está relacionada directamente con la velocidad con que se efectúen las colisiones sobre la unidad de área de la superficie del recipiente que lo contiene.

$$\mathbf{P} = \frac{\mathbf{F}}{\mathbf{A}}$$

La presión de un gas se relaciona con la presión del aire (atmósfera). Las moléculas y los átomos que están presentes en la atmósfera ejercen presión en todos los objetos expuestos a ella. Esta presión se denomina **presión del aire** y **atmosférica**.

Existen varios aparatos mecánicos que se utilizan para medir la presión; el más común de estos equipos es el **manómetro**. Éste es, en general, un tubo en forma de ∪ parcialmente lleno con un líquido de densidad conocida (fluido manométrico).

Cuando los extremos del tubo están expuestos a diferentes presiones, el nivel del fluido disminuye en el brazo de alta presión y aumenta en el de baja presión. La diferencia entre las presiones puede calcularse a partir de la diferencia medida entre los niveles del líquido en cada brazo.

La medición de la presión de un gas se basa precisamente en el número de choques que se efectúan con la unidad de superficie del fluido manométrico (en general, mercurio) contenido en el tubo en forma de ∪. Las unidades más usuales para medir la presión, son las siguientes:



Torricelli comprobó que el mercurio llega hasta una altura de 76 cm.

$$1\ kgf/\ cm^2 = 98.066\ kN/m^2 = 98.066\ kPa$$

$$1\ b\ (bar) = 10^5\ Pa = 100\ kPa = 1.02\ kgf/\ cm^2$$

$$1\ torr\ (mmHg) = 133\ Pa = 1.33 \times 10^{-3}\ b = 1.33\ mb$$

$$1\ atm = 760\ mmHg = 14.7\ lb/pulg^2 = 1033\ g/cm^2$$

Volumen

Se denomina como *la cantidad de espacio que ocupa un objeto*. Se requiere indicar las dimensiones de este último. Por ejemplo, para calcular el volumen de un sólido rectangular se multiplica la longitud por la altura y por la anchura.

Como unidades de medición para el volumen se utilizan: cm^3, m^3, pie^3, L, mL, $pulg^3$, galón. Las equivalencias entre ellas son las siguientes:

$$1\ mL = 1\ cm^3$$

$$L = 1000\ mL$$

$$1\ m^3 = 1000\ L$$

$$1\ pie^3 = 0.0283\ m^3 = 28.32\ L$$

$$1\ pulg^3 = 1.6387 \times 10^{-5}\ m^3 = 16.387\ cm^3$$

$$1\ galón\ (gal) = 3.7854 \times 10^{-3}\ m^3 = 3.785\ L$$

Debe quedar bien establecido que un gas tiende a ocupar un volumen máximo. De esta manera, debemos suponer que, a medida que disminuye el volumen de un gas, se incrementa la velocidad con que las moléculas chocan.

Por el contrario, si el espacio ocupado tiende a ser mayor, los choques de las moléculas son pequeños. Para comprender este hecho realizamos el siguiente proceso: tomamos una jeringa de plástico o de vidrio, de cualquier volumen, jalamos el émbolo hasta la mitad y obstruimos la salida del gas por el pivote de la jeringa o con un tapón de hule. En seguida, hagamos presión sobre el émbolo y observemos cuánto ha disminuido el volumen del gas contenido en la jeringa.

A este fenómeno se le llama **compresión**, es decir que al ejercer mayor presión sobre las moléculas del gas se reduce el espacio entre ellas y, por tanto, disminuyen su volumen. Esto se conoce como compresión.

De este fenómeno podemos concluir que el volumen varía en forma inversa a la presión que se aplica. Si ahora se deja de aplicar presión sobre el émbolo de la jeringa se verá que aquél regresa a su posición inicial. Este hecho se explica debido a que en general, como ya mencionamos, los gases tienden a ocupar el mayor volumen, así que en este caso, al disminuir la presión sobre nuestro gas, éste se expande hasta ocupar su volumen inicial.

Masa

Como sabemos, la masa es la cantidad de partículas que contiene un cuerpo. La unidad de medición de la masa en el Sistema Internacional (SI) es el kilogramo (kg); sin embargo, el kilogramo es una unidad muy grande para el uso del laboratorio, por lo que se usa el gramo (g), que equivale a una milésima de un kilogramo. Como principales unidades de conversión de masa, tenemos:

1 Ton = 1000 kg

1 kg = 1000 g

1 g = 1000 mg

1 lb =0.4536 kg = 453.6 g

1 kg = 2.205 lb

1 slug = 14.594 kg

1 onza (oz) = 28.35 g

Ejercicios de conversión de unidades

Convierte los siguientes valores a la unidad correspondiente que se pide:

a) 30 °C a K

$$K = °C + 273$$
$$K = (30) + 273$$
$$K = 303$$

b) −40 °C a K

$$K = °C + 273$$
$$K = (-40\ °C) + 273$$
$$K = 233$$

c) −40 °F a °C

$$°F = 1.8\ °C + 32$$
$$°C = \frac{°F - 32}{1.8}$$
$$°C = \frac{-40\ °F - 32}{1.8}$$
$$°C = -40$$

d) 3.55 cm^3 a dm^3

$$3.55\ cm^3 \times \frac{1\ dm^3}{1\,000\ cm^3} = 0.00355\ dm^3$$

e) 65 centigramos a miligramos

$$65\ cg \times \frac{10\ mg}{1\ cg} = 650\ mg$$

2.1.4 Leyes de los gases ideales: Boyle, Charles y Gay-Lussac

Las propiedades de los gases que hasta ahora se han mencionado se encuentran interrelacionadas; para entender dicha relación es fundamental establecer y conocer las leyes de los gases que dan origen a una serie de comportamientos interesantes y, sobre todo, de aplicación industrial y utilidad en nuestra vida diaria.


Figura 2.18
Robert Boyle.

Ley de Boyle

En 1662, Robert Boyle colocó mercurio en un tubo de vidrio en forma de ∪, cerrado en un extremo, con el propósito de atrapar la cantidad de aire que existía entre el mercurio y las paredes del tubo. Encontró que el volumen del aire varía de manera lineal, pero inversamente proporcional a la longitud de la columna de mercurio. Esta ley se enuncia de la siguiente manera:

"El volumen de una masa dada de gas, a temperatura constante, varía en forma inversamente proporcional con la presión".

En otras palabras, a mayor presión, menor volumen y viceversa:

Matemáticamente:

$$V = \frac{1}{P} \qquad \text{o} \qquad V = \frac{k}{P}$$

El producto de la presión y el volumen de una masa dada de gas es constante a una temperatura fija:

$$PV = k$$

Para una condición inicial y otra final, se deduce que:

$$\mathbf{P_1V_1 = P_2V_2}$$

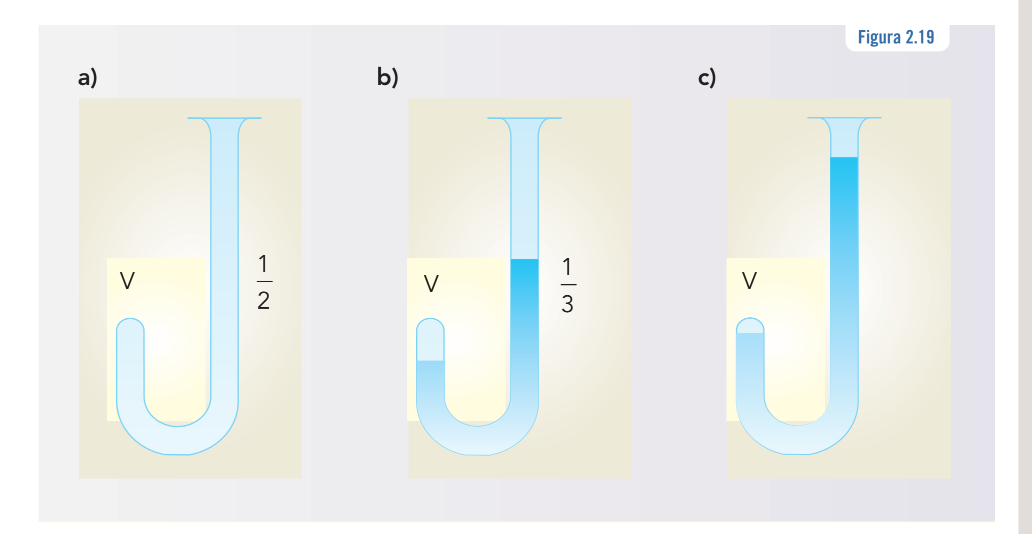


Figura 2.19

◄ *a*) Volumen V_1 a una presión P_1.

b) El volumen de V_2 es igual a $\frac{1}{2}$ V_1, cuando P_2 es el doble de la presión P_1.

c) El volumen V_3 es la tercera parte de V_1, cuando P_3 se aumenta al triple de P_1.

Para explicar este enunciado, tomemos como ejemplo la relación **presión-volumen** para un gas, a varias presiones diferentes. La presión de un gas disminuirá a la mitad si se duplica su volumen (retomando el experimento que se ha mencionado en esta misma unidad), y aplicando más presión observaremos que la variación de nuestro volumen irá disminuyendo a medida que aumenta la presión. Realizando un experimento donde variamos la presión, obtenemos los datos siguientes:

Presión ejercida	Volumen del gas	Producto PV
(atmósferas)	**(litros)**	
0.60	20.5	12.3
0.80	15.3	12.2
1.00	12.3	12.3
1.20	10.09	12.1
1.40	8.75	12.2

Aquí observamos que el producto de la presión por el volumen permanece constante. Se supone que los demás factores, como el peso del gas (m) y su temperatura, permanecen constantes; esta relación la enunciamos como sigue:

$$PV = k \qquad \text{donde } k \text{ es una constante.}$$

Una forma más general de esta ecuación es:

$$P_1V_1 = P_2V_2 = k.... P_nV_n$$

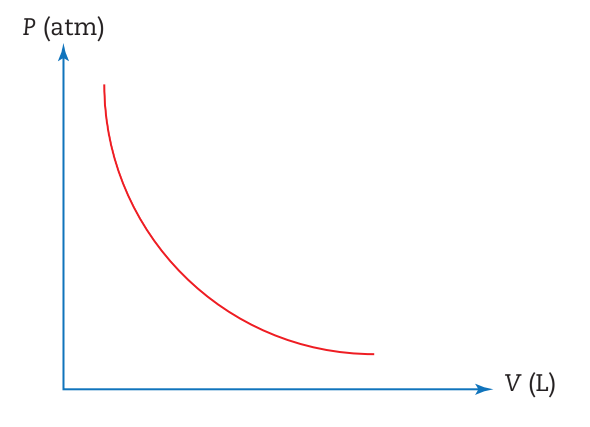
Donde los subíndices indican las condiciones del experimento:

(1) Condición inicial

(2) Condición final

(n) Cualquier otra condición

La ley de Boyle expresa el comportamiento de un gas ideal; la mayoría de los gases no se ajustan perfectamente a ella, por lo que es preferible considerarla sólo como una aproximación. El comportamiento gráfico de esta ley en un diagrama *P vs V* denota una curva denominada isoterma, como la que se muestra en la gráfica siguiente:



Esta ley puede usarse para calcular el cambio de volumen de un gas cuando cambia la presión, pero no hay que olvidar que el volumen obtenido es únicamente aproximado. En general, cuanto menor sea la presión empleada, tanto más exacta es la ley.

Ejemplos

1. Un gas que pesa 5 g, ocupa un volumen de 4 litros y se encuentra sometido a una presión de 0.76 atmósferas. ¿Cuál será el volumen que ocupa, en litros, si lo sometemos al doble de la presión mencionada, si se mantiene la temperatura constante?

Datos	Solución
$m = 5$ g	$P_1V_1 = P_2V_2$
$P_1 = 0.76$ atm	$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$
$P_2 = 2P_1 = 2 \times 0.76$ atm $= 1.52$ atm	$V_2 = \frac{(0.76)\,\text{atm}\,(4)\,\text{L}}{(1.52)\,\text{atm}}$
$V_1 = 4$ L	
$V_2 = ?$ (L)	$\longrightarrow$ $\mathbf{V_2 = 2\ L}$

2. Una muestra de gas fue recogida en un recipiente de 200 mL, a una presión de 730 mmHg. ¿Qué volumen ocupará la muestra de gas a 760 mmHg?

Datos	Solución
$P_1 = 730$ mmHg	$P_1V_1 = P_2V_2$
$V_1 = 200$ mL	$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$
$V_2 = ?$	$V_2 = \frac{(730)\,\text{mmHg}\,(200)\,\text{mL}}{(760)\,\text{mmHg}}$
$P_2 = 760$ mmHg	$\longrightarrow$ $\mathbf{V_2 = 192.1\ mL}$

3. Cierta cantidad de gas ocupa 908 mL a una presión de 760 torr. ¿Cuál será el volumen a la presión de 1.5 atm?

Datos	Solución
$V_1 = 908$ mL $= 0.908$ L	$P_1V_1 = P_2V_2$
$P_1 = 760$ torr $= 1$ atm	$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$
$V_2 = ?$	$V_2 = \frac{(1)\,\text{atm}\,(0.908)\,\text{L}}{(1.5)\,\text{atm}}$
$P_2 = 1.5$ atm	$\longrightarrow$ $\mathbf{V_2 = 0.605\ L}$

Ley de Charles

En 1787, Jack Charles estudió por primera vez la relación entre el volumen y la temperatura de una muestra de gas a presión constante; observó que cuando aumentaba la temperatura de esa muestra de gas su volumen se incrementaba, y cuando la temperatura disminuía, el volumen se reducía, por tanto, el enunciado de esta ley dice:

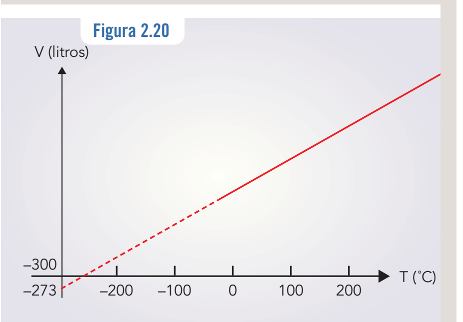
> "El volumen de una muestra de gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura".

El modelo matemático de esta ley es:

$$\frac{V}{T} = k$$

Como en el caso de la Ley de Boyle se puede mostrar que:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_n}{T_n} = k$$



▲ Gráfica del volumen de una muestra de un gas ideal en función de la temperatura. Obsérvese que el punto en el que el volumen del gas sería cero es la temperatura del cero absoluto.

Esta ley tiene una implicación muy particular ya que si se redujese la temperatura de un gas a 273 °C bajo cero y el gas se comportara de acuerdo con la ley de Charles, el volumen final sería cero; con lo cual la materia sería destruida. Ello contradice la ley de la conservación de la materia, que nos dice que la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma. En realidad, antes de llegar a una temperatura tan baja, el gas se transformaría en líquido y aun en sólido y entonces dejaría de estar sujeto a las leyes de los gases; por tanto, no hay posibilidad de destruir la materia disminuyendo su temperatura.

Sin embargo, al disminuirla se reduce el movimiento molecular; a −273 °C cesaría por completo y el material no tendría calor, estaría absolutamente frío. Por esto, −273 °C (exactamente −273.15 °C), se considera punto cero en la escala absoluta de temperatura.

Esta ley también puede representarse de manera gráfica en unas coordenadas de volumen contra temperatura, lo cual nos da una recta y, como se refiere a presión constante, se denomina isobaras. Hay que observar que la relación entre *V* y *T* no es directamente proporcional.

Ejemplos

- Se tiene un gas que ocupa un volumen de 0.3 litros a una temperatura de 25 °C. Si la presión se mantiene constante, ¿qué volumen ocupará a −10 °C?

Datos	Solución
$V_1 = 0.3$ L	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
$T_1 = 25$ °C $= 298$ K	$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$
$V_2 = ?$	$V_2 = \frac{(0.3)\,\text{L}\,(263\,\text{K})}{(298\ \text{K})}$
$T_2 = -10$ °C $= 263$ K	$\longrightarrow$ **$V_2 = 0.264$ L**

- Si tenemos 16 litros de un gas a 15 °C, ¿cuál sería el nuevo volumen en litros, cuando aumentamos su temperatura hasta 27 °C?, manteniendo constante la presión.

Datos	Solución
$V_1 = 16$ L	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

(Continúa)

$T_1 = 15\ °C + 273 = 288\ K$	
$V_2 = ?$	$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{(16)\ L\ (300)\ K}{(288)\ K}$
$T_2 = 27\ °C + 273 = 300\ K$	
P = Constante	$\longrightarrow$ **$V_2 = 16.6\ L$**

Ley de Gay-Lussac

Otra relación importante de los gases es la que existe entre la presión y la temperatura de una muestra de gas a volumen constante. En este caso se observa que si la temperatura de dicho gas aumenta, la presión también aumenta, y si la temperatura disminuye, se reduce la presión.

Se ha mencionado que los gases tienen la propiedad de ejercer presión sobre las paredes del recipiente que los contiene; ello se debe a que las moléculas del gas tienen libertad de movimiento y por ello chocan de manera frecuente con las paredes del mismo. Esto significa que mientras mayor cantidad haya en un recipiente, mayor número de colisiones tendrán lugar sobre las paredes de éste.

Además, si el volumen del gas permanece constante y se aumenta su temperatura, se tendrá mayor movilidad de las moléculas, que a su vez ejercerán mayor presión sobre las paredes del recipiente. Esto nos lleva a enunciar la Ley de Gay-Lussac de la siguiente manera:

> "Permaneciendo constante el volumen de un gas, la presión ejercida por las moléculas, varía en forma directa a la temperatura".

El modelo matemático de esta ley es:

$$\frac{P}{T} = k$$

Cuando se tienen condiciones iniciales y finales en un sistema gaseoso:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{P_n}{T_n} = k$$

Ejemplos:

1. Una masa constante de gas se encuentra sometida a una presión de 2 atmósferas y una temperatura de 105 °C ¿Cuál será su presión cuando aumenta la temperatura hasta 150 °C?

Datos	Solución
$P_1 = 2$ atm	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
$T_1 = 105\ °C = 378\ K$	$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} = 2.238$ atm
$P_2 = ?$	$P_2 = \frac{(2)\ atm\ (423)\ K}{(378)\ K} = 2.238$ atm
$T_2 = 150\ °C = 423\ K$	$\longrightarrow$ **$P_2 = 2.238$ atm**

2. Una llanta de automóvil se encuentra inflada a 28 lb/pulg^2 y tiene una temperatura de 15 °C. Si después de recorrer una distancia de 500 km, el medidor de presión marca 32 lb/pulg^2, ¿a qué temperatura en °C se encontrará?

Datos	Solución
$P_1 = 28$ lb/pulg^2	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
$T_1 = 15$ °C + 273 = 288 K	$T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$
$P_2 = 32$ lb/pulg^2	$T_2 = \frac{(32)\text{ lb/pulg}^2\ (288)\text{ K}}{(28)\text{ lb/pulg}^2} = 329.1\text{ K}$
T_2 = ? (°C)	T_2 = 329.1 K − 273 = 56.14 °C
	⟶ **T_2 = 56.14 °C**

Ecuación general del estado gaseoso

Hasta ahora se ha estudiado la influencia que la presión, la temperatura y el volumen tienen entre sí, con lo que es posible concluir que en efecto uno es función de los otros dos, por tanto:

a) Cuando el volumen permanece constante:

"Al aumentar la temperatura, aumentará directamente la presión."

b) Cuando la presión permanece constante:

"Al aumentar la temperatura, aumentará directamente el volumen."

Matemáticamente:

$$\text{Si } V = \text{constante} \longrightarrow T \propto P$$

$$\text{Si } P = \text{constante} \longrightarrow T \propto V$$

o sea: $T \propto PV$

Al quitar el signo de proporcionalidad y despejar la nueva constante, obtenemos la siguiente expresión:

$$kT = PV \longrightarrow k = \frac{PV}{T}$$

Si se lleva una misma masa gaseosa a diferentes condiciones, por ejemplo, inicial y final, la ecuación toma la forma:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

que representa la **ecuación general del estado gaseoso** y en ella quedan contemplados los tres parámetros que determinan el comportamiento de los gases.

Ejemplos

1. ¿Qué volumen ocupará una muestra de gas a 40 °C y 720 mm Hg de presión, si su volumen a 20 °C y 750 mm Hg es de 250 mL?

Datos	Solución
$V_2 = ?$	$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$
$T_2 = 40\ °C + 273 = 313\ K$	
$P_2 = 720\ mmHg = 0.947\ atm$	$V_2 = \frac{P_1V_1T_2}{P_2T_1}$
$V_1 = 250\ mL$	
$T_1 = 20\ °C + 273 = 293\ K$	$V_2 = \frac{(0.9868)\ atm\ (250)\ mL\ (313)\ K}{(0.947)\ atm\ (293)\ K} = 278.29\ mL$
$P_1 = 750\ mm\ Hg = 0.9868\ atm$	$\longrightarrow$ **$V_2 = 278.29\ mL$**

2. En las condiciones del laboratorio (10 °C y 585 mmHg), se quieren cambiar 10 L de un gas a un recipiente de 12 L. Si el gas debe estar a una temperatura máxima de 40 °C. ¿A qué presión se someterá el recipiente?

Datos	Solución
$V_1 = 10\ L$	$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$
$T_1 = 10\ °C + 273 = 283\ K$	$P_2 = \frac{P_1V_1T_2}{T_1V_2}$
$P_1 = 585\ mmHg$	
$V_2 = 12\ L$	$P_2 = \frac{(585)\ mmHg\ (10)\ L\ (313)\ K}{(283)\ K\ (12)\ L} = 539.17\ mmHg$
$T_2 = 40\ °C + 273 = 313\ K$	$\longrightarrow$ **$P_2 = 539.17\ mmHg$**

2.1.5 Teoría cinético-molecular de los gases ideales

Los primeros descubrimientos del comportamiento de los gases no pudieron explicarse de manera satisfactoria, lo cual resulta lógico, pues debe recordarse que Torricelli y Boyle realizaron sus investigaciones en el siglo XVII, mientras que las teorías atómicas de Dalton no surgieron a la luz sino hasta los albores del siglo XIX. Se hicieron algunas sugerencias imaginativas, como la explicación de la acción del barómetro en base a la fuerza limitada de un *funiculus* (cuerda pequeña en latín) que se unía a la superficie del mercurio y al tubo del barómetro. El propio Boyle investigó profusamente la idea de que las partículas de gases podían ser similares a las fibras curvas y enredadas de la lana de las ovejas. La intrigante propiedad de los gases de llenar uniformemente todo el espacio disponible, provocó discusiones que revivieron un antiguo dilema griego. ¿Se debía considerar la materia como continua o a base de partículas?, esto es, ¿infinitamente subdivisible o consistente en átomos y espacios vacíos?

Postulados

Partiendo de las características de los gases, los primeros hombres de ciencia que las investigaron desarrollaron una imagen teórica de la estructura fundamental de los gases bastante razonable. A continuación se exponen algunos hechos experimentales que se observaron hace más de un siglo y junto a cada uno se enuncia la parte de la teoría que explica.

Hecho	Teoría
Una muestra de gas de cualquier peso llenará uniformemente un recipiente cerrado. Si el recipiente es poroso, el gas escapa a través de los poros que no pueden verse en el microscopio.	Los gases están constituidos por partículas llamadas moléculas, que tienen un movimiento rápido y desordenado. Una molécula se mueve en línea recta hasta que choca con otra o con las paredes del recipiente. Por ser pequeñas, pueden pasar a través de poros minúsculos para salir del recipiente.
El peso de una sustancia ocupa como gas un volumen que es mucho mayor que el que ocupa como líquido.	Las moléculas de un gas están muy separadas unas de otras a la temperatura y presión normales.
Un gas ejerce una presión uniforme (fuerza por unidad de área) sobre todas las paredes de un recipiente cerrado.	Las moléculas móviles chocan contra las paredes del recipiente en forma desordenada. La presión del gas es la suma de las presiones ejercidas por los billones y billones de moléculas móviles
Cuando la presión que sobre él se ejerce cesa, el gas se expande.	Las moléculas se mueven en forma desordenada y ejercen poca atracción entre sí. Si el espacio disponible aumenta, las moléculas se separan más.
El volumen de cierta cantidad de gas puede disminuirse por compresión.	Las moléculas del gas se acercan a otras por efecto de un aumento de presión.
Un gas ejerce siempre una determinada presión sobre las paredes del recipiente cerrado que lo contiene. Mientras el volumen sea constante y no se gane ni se pierda calor, esta presión permanece constante por tiempo indefinido.	Las colisiones entre las moléculas son perfectamente elásticas; esto es, no hay un cambio neto de energía cinética. Si se perdiera energía, la temperatura y la presión disminuirían.
En un recipiente cerrado de volumen constante, un gas ejerce cierta presión que es fija mientras la temperatura no cambie. Si se calienta el gas se eleva la presión. Si se enfría la presión disminuye.	A medida que la temperatura aumenta, las moléculas se mueven más rápido y chocan contra las paredes con más fuerza y más frecuencia. La energía cinética de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.
Si un gas se comprime, quizá enfriándolo al mismo tiempo, termina por licuarse.	Las moléculas de un gas sí tienen cierta atracción mutua. Esta fuerza de atracción es suficiente para mantener las partículas en forma de líquido en ciertas condiciones.
Un cuerpo en movimiento como una pelota de golf o un martillo, tiene cierta cantidad de energía cinética que depende de dos factores: la masa de dicho cuerpo y su aceleración o velocidad. Expresado matemáticamente: $Ec = ½\, mv^2$.	El hecho de que la expresión: $Ec = ½\, mv^2$ sea cierta para todo tipo de cuerpo en movimiento es una buena razón para creer que también es cierta para las moléculas en movimiento de los gases.
La evidencia experimental muestra que los gases densos se difunden con mayor lentitud que los gases menos densos a la misma temperatura.	A una determinada temperatura, las moléculas pesadas se mueven con mayor lentitud que las más ligeras, sus energías cinéticas promedio son iguales.

Los puntos que se acaban de listar constituyen la teoría de las partículas móviles de los gases, cuyo nombre más apropiado desde el punto de vista científico es el de la teoría **cinético-molecular** de los gases. Esta teoría puede resumirse en términos de un modelo como sigue:

La teoría cinética molecular está muy arraigada en la práctica y la filosofía de la química, debido a que se pueden usar los principios teóricos para deducir con gran precisión todas las leyes experimentales de los gases.

2.1.6 Mol, ley de Avogadro, condiciones normales y volumen molar

Mol

En el laboratorio no es posible trabajar con partículas químicas individuales, por lo que es necesario establecer una unidad que nos permita relacionar la masa de cualquier sustancia con su número real de partículas. Así, para establecer esa relación se emplea el **mol**, que es una unidad básica del Sistema Internacional, y se define como la *cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0.012 gramos de carbono 12*. Siendo así, al usar el mol se deben especificar las entidades elementales, que pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de esas partículas.

El término **mol** proviene el latín y significa ***pila o montón***, por lo que, en términos comunes, se puede decir que un mol es un montón de partículas **(u, unidades correspondientes)**. Numéricamente, un mol se determina así:

$$1\ \text{g} = 6.023 \times 10^{23}\ \text{u}$$

Por razones históricas, este factor de conversión entre unidades recibe el nombre de **número de Avogadro** y se representa por:

$$N_A = 6.023 \times 10^{23}\ \text{partículas}$$

$$1\ \text{mol de átomos} = 6.023 \times 10^{23}\ \text{átomos.}$$

$$1\ \text{mol de moléculas} = 6.023 \times 10^{23}\ \text{moléculas.}$$

$$1\ \text{mol de electrones} = 6.023 \times 10^{23}\ \text{electrones.}$$

Es decir, *un mol de cualquier sustancia equivale a su masa molecular expresada en gramos. Equivale a* 6.023×10^{23} *moléculas.* Es más común utilizar el concepto mol en lugar de peso molecular gramo.

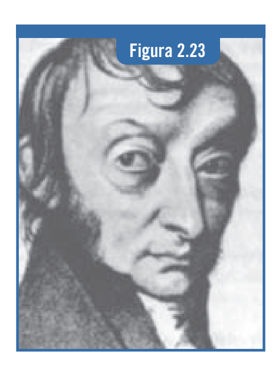
Volumen molecular gramo. *Se define como el volumen que ocupa un mol de cualquier gas a 0 °C y 1 atmósfera; o en otras palabras, un volumen que es igual a 22.4 litros.*

Ejemplos:

$$1\ \text{mol de}\ H_2 = 2\ \text{g} = 6.023 \times 10^{23}\ \text{moléculas} = 22.4\ \text{L}$$

$$2\ \text{mol de}\ H_2 = 4\ \text{g} = 12.046 \times 10^{23}\ \text{moléculas} = 44.8\text{L}$$

Figura 2.23



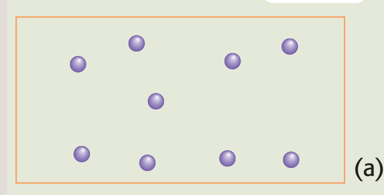
◄ Número de Avogadro ($N_A = 6.023 \times 10^{23}$).

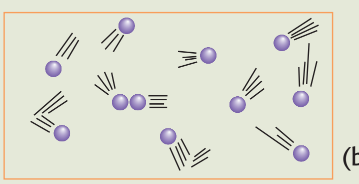
Figura 2.24

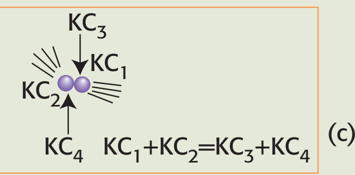


Equivalencia mol/gramo de un átomo de carbono. ►

Figura 2.21







▲ a) Los gases están compuestos de moléculas muy separadas entre sí en un espacio que por lo demás está vacío. b) Las moléculas se mueven a altas velocidades y se desplazan en línea recta, pero sus trayectorias no guardan ningún orden. c) Las moléculas chocan entre sí, pero las colisiones son perfectamente elásticas (no hay pérdida de energía).

Figura 2.22



Un montón de lápices.

Unidades químicas

Átomo-gramo. *Se define como el peso atómico o masa atómica, expresada en gramos, de un elemento.*

Ejemplos: un átomo gramo de sodio (Na) pesa 23 g y contiene 6.023×10^{23} átomos de sodio. Un átomo gramo de carbono pesa 12 g y contiene 6.023×10^{23} átomos de carbono.

Molécula-gramo. *Se define como el peso molecular, expresado en gramos, de una sustancia (elemento o compuesto).*

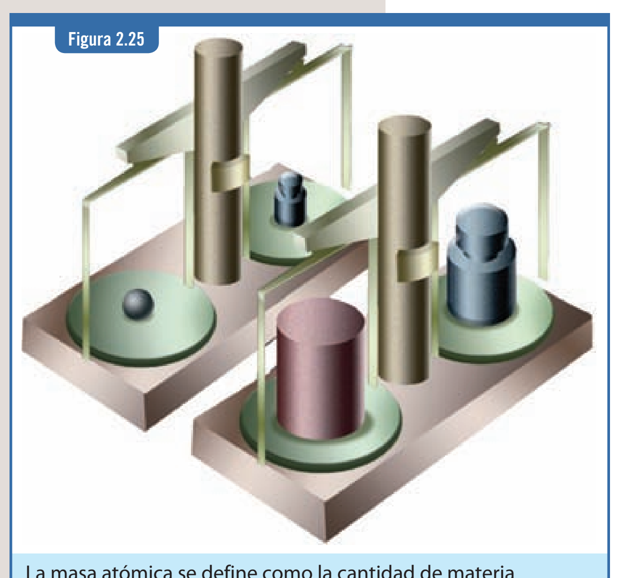
Ejemplos: un mol de monóxido de carbono (CO) pesa 28 g y contiene 6.023×10^{23} moléculas del mismo. Un mol de agua (H_2O) pesa 18 g y contiene 6.023×10^{23} moléculas de la misma. Un mol de azufre (S) pesa 32 g y contiene 6.023×10^{23} átomos del mismo.

Masas atómicas relativas

La **masa,** o el peso de la mayoría de los objetos, se mide tomando como unidad el kilogramo. Así las cantidades que resultan de esta medición son manejables, es decir, no son muy grandes ni muy pequeñas. Pero, ¿cómo utilizar el kilogramo para pesar cosas tan minúsculas como los átomos? Resultarían cifras extraordinariamente pequeñas.

John Dalton estableció en sus postulados que cada átomo tiene un peso o masa propio y distinto al de otros átomos. Para determinar esa masa se escogió en forma relativa al átomo más ligero, que resultó ser el átomo de hidrógeno, y se le asignó el valor 1. Así, si un elemento tiene una masa de 40, quiere decir que sus átomos tienen una masa 40 veces mayor que la del átomo de hidrógeno. A este concepto se le conoce apropiadamente como **masa atómica relativa**, aunque de manera usual se le llama **peso atómico**.

Figura 2.25



La masa atómica se define como la cantidad de materia contenida en los átomos de los elementos.

Partiendo de lo anterior, Dalton estableció una tabla de masas atómicas que incluía a la mayor parte de los elementos entonces conocidos. En esta tabla, la masa atómica del hidrógeno era 1; la del nitrógeno, 5; la del carbono, 5.4; la del oxígeno, 7; la del fósforo, 9; la del azufre, 13; la del magnesio, 20; la del hierro, 50; la del oro, 190, entre otras. Sin embargo, Dalton cometió un error fundamental al determinar tales valores: supuso, en más casos de los debidos, que los átomos se combinaban en la proporción 1 a 1. A pesar de esto, la tabla de Dalton constituyó la base para designar la masa atómica de los elementos. Sólo muchos años después, en lugar de tomar como referencia al hidrógeno, se seleccionó al oxígeno para establecer las masas atómicas.

Actualmente, por razones de precisión, para determinar las masas atómicas de los elementos se toma como base el carbono 12 (el isótopo más abundante de carbono), al que se le asigna un valor exacto de 12. Esto quiere decir que la unidad corresponde a la doceava parte de la masa de dicho átomo.



$$\frac{1\,\text{m}}{12}\ (\text{carbono } 12) = 1 \text{ uma}$$

(uma = unidad de masa atómica)

Tomando este valor, el hidrógeno tiene entonces una **masa atómica relativa** (peso atómico) de 1.00797, es decir, casi igual a la que se le asignó antiguamente.

A continuación se presenta la masa atómica relativa de algunos elementos.

Elemento	Masa atómica relativa (uma)
Hidrógeno (H)	1
Helio (He)	4
Litio (Li)	7
Berilio (Be)	9
Boro (B)	11
Carbono (C)	12
Magnesio (Mg)	24
Oxígeno (O)	16
Azufre (S)	32

De acuerdo con lo anterior, el oxígeno tiene una masa de 16 uma y, por tanto, su masa es 1 1/3 veces mayor que la del carbono.

Masa molecular

¿Cuánto pesan las moléculas? Las moléculas están formadas por dos o más átomos; por esta razón, el peso de una molécula es la suma de los pesos de los átomos que la forman. A ese peso se le llama peso molecular o **masa molecular**, y se representa cuántas veces es mayor la masa la masa de una molécula de un compuesto que la masa del átomo de hidrógeno.

La masa molecular se obtiene sumando las masas atómicas de los átomos que integran una molécula. Para ello es necesario tomar en cuenta la **fórmula molecular**, pues en ésta se indica el número de átomos que tienen los elementos que la constituyen.

Ejemplos:

Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:

a) Agua (H_2O)

Elemento	Número de átomos		Masa atómica (aproximada)		
H	2	×	1	=	2
O	1	×	16	=	16
			Masa molecular del H_2O	=	18 uma

b) Cloruro de sodio (NaCl)

Elemento	Número de átomos		Masa atómica		
Na	1	×	23	=	23.0
Cl	1	×	35.5	=	35.5
			Masa molecular del NaCl	=	58.5 uma

c) Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Elemento	Número de átomos		Masa atómica		
H	2	×	1	=	2
S	1	×	32	=	32
O	4	×	16	=	64
			Masa molecular del H_2SO_4	=	98 uma

d) Sulfato Férrico [$Fe_2(SO_4)_3$]

Elemento	Número de átomos		Masa atómica		
Fe	2	×	56	=	112
S	3	×	32	=	96
O	12	×	16	=	192
Masa molecular del [$Fe_2(SO_4)_3$]				=	400 uma

Masa molar de los elementos

Como se ha mencionado, los átomos de cualquier elemento son tan pequeños que, en la práctica, resulta imposible medir su masa atómica con una balanza. Por ello se usa el número de Avogadro (6.023×10^{23}), que nos permite determinar la equivalencia entre la masa en gramos y la masa atómica de un átomo. Así obtenemos un mol y, por tanto, **la masa de un mol o masa molar**. Como esta masa es numéricamente igual a *la masa atómica del elemento, pero expresada en gramos*, es posible determinarla por medio de una balanza. Ejemplos:

Elemento	Masa atómica	Número de moles	Masa molar
Sodio	23 uma	1	23 g
Azufre	32 uma	1	32 g
Hierro	56 uma	1	56 g
Zinc	65 uma	1	65 g

Para calcular la masa molar de un elemento es necesario conocer su masa atómica, y para ello usamos la Tabla periódica de los elementos. Como las masas atómicas son números fraccionarios, para facilitar su manejo hay que redondearlos al entero más próximo. Si el número está debajo de 0.5 al inmediato superior.

Por ejemplo:

El silicio (Si) tiene una masa atómica de 28.09 uma y se aproxima a 28 g.

El galio (Ga) tiene una masa atómica de 69.72 uma y se aproxima a 70 g.

El cobre (Cu) tiene una masa atómica de 63.55 uma y se aproxima a 63.5 g.

El cloro (Cl) tiene una masa atómica de 35.45 uma y se aproxima a 35.5 g.

Nota: estos dos últimos elementos es conveniente dejarlos en **.5** para evitar errores importantes en los cálculos, ya que están muy próximos a la cantidad intermedia. Son los únicos dos casos de este tipo en toda la Tabla periódica.

Con estos datos es posible saber la cantidad en gramos de varios moles. Para ello se multiplica el valor de un mol por el número de moles del elemento requerido.

Ejemplos:

¿Cuál es el peso de 3 moles de sodio (Na)?

Como: 1 mol de Na = 23 g (véase dato en la Tabla periódica)

$$3 \text{ moles de Na} \times \frac{23\text{ g}}{1 \text{ mol de Na}} = 69 \text{ g de Na}$$

¿Cuántos moles hay en 34.5 g de sodio (Na)?

$$34.5 \text{ g de Na} \times \frac{1 \text{ mol de Na}}{23\text{ g de Na}} = 1.5 \text{ moles de Na}$$

¿Cuántos moles de aluminio hay en 216 g de aluminio (Al)?

Como: 1 mol de aluminio = 27 g

$$216 \text{ g de Al} \times \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} = 8 \text{ moles de Al}$$

Evaluación formativa

Completa el siguiente cuadro con los datos que se te piden. Utiliza la Tabla periódica de los elementos.

Elemento	Símbolo	Masa atómica (aproximada)	Masa de un mol o masa molar	Número de moles
Nitrógeno				
Titanio				
Potasio				
Plata				
Plomo				
Selenio				

Masa de un mol de moléculas

La masa de un mol de moléculas se define como *la masa molecular de esa medida expresada en gramos, equivalente a* 6.023×10^{23} *moléculas*.

Ejemplo: un mol de cloruro de sodio (NaCl) pesa 58.5 g.

Na	=	1 átomo	×	23	=	23 g
Cl	=	1 átomo	×	35.5	=	35.5 g
				1 mol	=	58.5 g
1 mol de NaCl = 58.5 g = 6.023 × 10^{23} moléculas de NaCl						

Por tanto, la **masa molecular** del cloruro de sodio **es igual a 58.5 uma**, y la **masa molar** del cloruro de sodio **es igual a 58.5 g**.

Evaluación formativa

Determina la masa molecular y la masa molar de los siguientes compuestos:

Elemento	Símbolo	Número de átomos × masa atómica (aproximada)	Masa molecular (uma)	Masa molar (g)
Sulfato de cobre	$(Cu\ So_4)$			
Carbonato de aluminio	$[Al_2(CO_3)_3]$			
Sacarosa	$(C_{12}H_{22}O_{11})$			

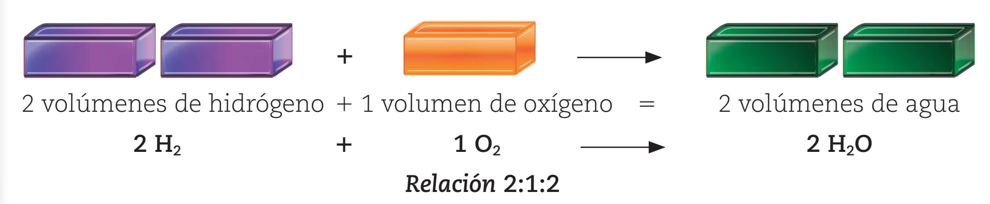

Figura 2.26

Joseph Louis Gay-Lussac.

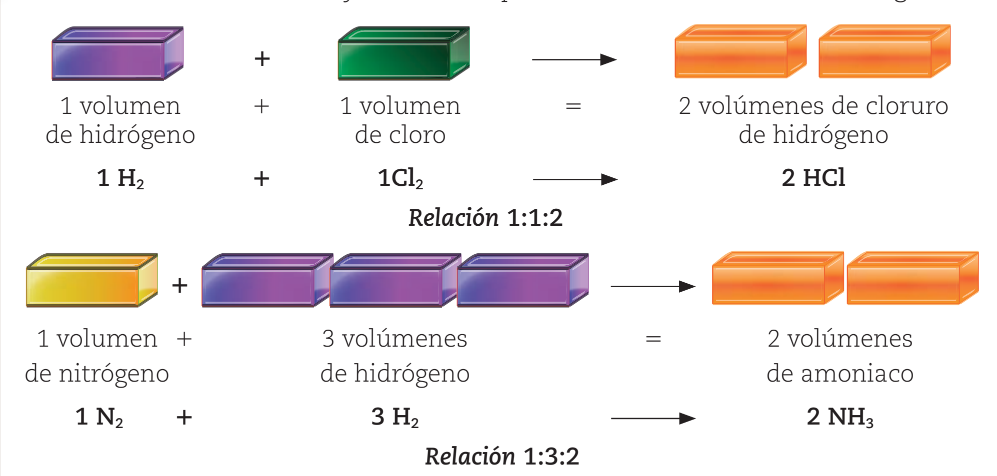
Volúmenes de combinación y moléculas (ley de Avogadro)

Ley de las combinaciones volumétricas (Gay-Lussac-Humboldt). *"En cualquier reacción química, los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en ella, medidos en las mismas condiciones de temperatura y presión, guardan entre sí una relación de números enteros sencillos".*

Conforme avanzó la ciencia química se estudió el volumen de las sustancias gaseosas en las reacciones químicas. En 1805 Joseph Louis **Gay-Lussac** (1778-1850), en colaboración con Alexander von **Humboldt** (1769-1859), comprobó que al combinar 2 volúmenes de hidrógeno con 1 volumen de oxígeno se forman 2 volúmenes de agua.



Posteriormente, en 1808, Gay-Lussac completó sus observaciones con otros gases:



Como vemos, estas reacciones muestran que la relación de los volúmenes es de números enteros y sencillos. Ahora bien, la ley de Gay-Lussac se limita a describir los resultados de los experimentos de un modo resumido, pero no los explica.

Evaluación formativa

Completa el siguiente cuadro con los datos que se te piden. Utiliza la tabla periódica de los elementos.

Elemento	Símbolo	Masa atómica (aproximada)	Masa de un mol o masa molar	Número de moles
Fósforo				
Calcio				
Oro				
Mercurio				
Arsénico				
Uranio				

Evaluación formativa

Determina la masa molecular y la masa molar de los siguientes compuestos:

Elemento	Símbolo	Número de átomos × masa atómica (aproximada)	Masa molecular (uma)	Masa molar (g)
Sulfato de potasio	(k_2SO_4)			
Carbonato de calcio	($CaCo_3$)			
Glucosa	($C_6H_{12}O_6$)			

Evaluación formativa

Realiza los cálculos correspondientes y completa el siguiente cuadro.

Fórmula	Masa	Masa molecular	Moles	Moléculas
H_2	10 g			
Br_2	20 g			
PH_3	30 g			
HCl	40 g			
H_2SO_4	50 g			
KOH	60 g			
H_2O	100 g			

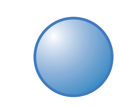
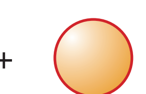
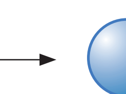
Ley de Avogadro

"En las mismas condiciones de temperatura y presión, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas".

Si tenemos por separado 3 litros de oxígeno y 3 litros de hidrógeno, y los ponemos en las mismas condiciones de temperatura y presión, el número de moles de cada muestra de gas debe ser igual.

De acuerdo con Dalton, la combinación de hidrógeno y oxígeno se representa gráficamente de la siguiente manera:


Figura 2.27 Se observan tres gases diferentes que tienen el mismo número de moléculas (5).

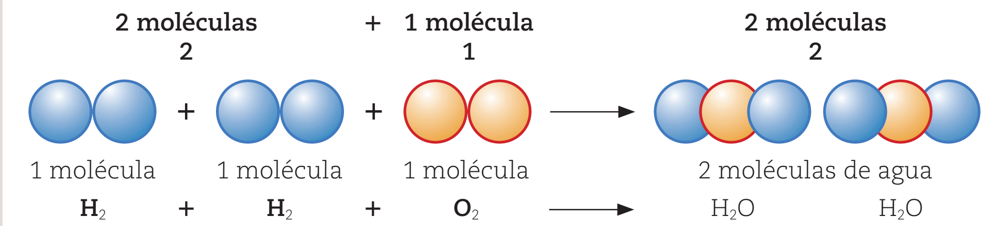
 +  +  →  +

1 molécula de hidrógeno + 1 molécula de hidrógeno + 1 molécula de oxígeno → 1 molécula de agua + 1 molécula de agua

Esto significa que el átomo de oxígeno tiene que partirse, cosa que no es posible, pues el mismo Dalton determinó que el átomo permanece indivisible en las reacciones químicas.

Con la ley de Avogadro esta contradicción se resolvió ya que se pudo confirmar que los gases se combinan en relaciones de números enteros. Además, Avogadro especificó que las moléculas de los elementos gaseosos, debían ser diatómicas (H_2, O_2, Cl_2, etc.).

Aunque como se ha visto, esta idea entraba en conflicto con las ideas de Dalton.



Como se ve, el oxígeno, como molécula diatómica, se puede dividir en dos átomos, lo cual permite obtener dos moléculas de agua.

Conversiones masa-mol-volumen molar

Conversión a moles y a gramos

¿A cuántos moles equivalen 2.15×10^{23} moléculas de NH_3? ¿Qué masa corresponde a este número de moléculas?

$$2.15 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times \frac{1 \text{ mol}}{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}} \times \frac{17 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = 6.0684 \text{ g } NH_3$$

Conversión a átomos

¿Cuántos átomos hay en una muestra de 20 g de oro?

$$\frac{1 \text{ mol Au}}{197 \text{ g Au}} \times \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de Au}}{1 \text{ mol Au}} \times 20 \text{ g Au} = 0.6114 \times 10^{23} \text{ átomos de Au}$$

Condiciones Normales

En las tres leyes estudiadas se ha trabajado con datos de presión, temperatura y volumen, con una masa constante o fija. Por tanto, se puede deducir que para conocer la cantidad de gas con la que se está trabajando sin que se tenga el dato de la masa, es indispensable conocer presión, temperatura y volumen. De aquí que para que un experimento sea reproducible en cualquier parte del mundo, es necesario establecer ciertas condiciones específicas para los gases en cuanto a P, T y V.

A dichas condiciones se les llama **normales de un gas**; estos valores son:

Temperatura = 0 °C = 273 K
Presión = 760 mmHg = 1 atmósfera
Volumen = 22.4 litros

En la literatura científica es posible encontrar las siguientes siglas que corresponden a dichas condiciones normales:

CN: Condiciones normales
TPN: Temperatura y presión normal
STP: Estándar Temperature and Presure
TPS: Temperatura y presión estándar

Ley general de los gases ideales

Como ya se ha visto, existen cuatro variables que describen completamente cualquier cantidad de un gas: m, V, T y P. La cantidad de gas se puede expresar en términos del número de moles, n, en vez de usar la masa, m. Estas variables no son independientes unas de otras.

El volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles presentes, n, y a la temperatura absoluta, T; y es inversamente proporcional a la presión, P. La combinación de las leyes anteriores nos permite obtener la siguiente expresión:

$$V = n\,T\,\frac{1}{P} \qquad \text{o} \qquad V = n\,R\,T\,\frac{1}{P}$$

la cual se llama ley general de los gases ideales, la cual se conoce mejor de la siguiente manera:

$$PV = n\,R\,T$$

La constante de los gases ideales, R, se puede calcular tomando las condiciones normales de temperatura y presión:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1)\text{ atm }(22.4)\text{ L}}{(1)\text{ mol }(273)\text{ K}} = 0.08205\,\frac{\text{L}\times\text{atm}}{\text{K}\times\text{mol}}$$

Por tanto, la ley general de los gases ideales se puede escribir:

$$PV = 0.082\text{ n T (en L} \times \text{atm/ K} \times \text{mol)}$$

La constante R puede tener otros valores, dependiendo de las unidades de P, V y T:

$$R = 8.31434\,\frac{\text{joules}}{\text{K mol}}$$

$$R = 1.9872\,\frac{\text{cal}}{\text{K mol}}$$

$$R = 8.31434\,\frac{\text{m}^3\text{ Pa}}{\text{K mol}}$$

$$R = 8.31434\,\frac{\text{cm}^3\text{ MPa}}{\text{K mol}}$$

Con esta ley se pueden obtener otras fórmulas derivadas que permiten calcular la densidad o el peso molecular.

$$\text{si } n = \frac{m}{M}$$

Sustituyendo en la ley general: $PV = \frac{m}{M}RT$

Despejando el peso molecular: $\mathbf{M} = \frac{mRT}{PV}$

Y como la densidad: $d = \frac{m}{V}$ $\qquad M = \frac{dRT}{P}$

Cuando se usa la ecuación de la ley de los gases ideales, se debe tener cuidado de expresar todos los datos en las mismas unidades de la constante R de los gases.

Ejemplo 1

Calcular el peso molecular de un gas que ocupa un volumen de 1.4 L a una temperatura de 27 °C y una presión de 890 mmHg, pesa 2.273 g.

Datos	Solución
$M = ?$	$PV = nRT$
$V = 1.4$ L	$PV = \frac{m}{V} RT$
$T = 27$ °C = 300 K	$R = 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$
$P = 890$ mmHg = 1.17 atm	$M = \frac{mRT}{PV}$
$m = 2.273$ g	$(2.273)\text{ g } (0.082) \frac{\text{L atm}}{\text{K}} (300)\text{ K}$
	$M = \frac{\text{mol}}{(1.17)\text{ atm } (1.4)\text{ L}}$
	$\longrightarrow$ **M = 34.13** $\frac{\textbf{g}}{\textbf{mol}}$

Ejemplo 2

Un tanque de 30 m^3 de CCl_2F_2, que es un gas refrigerante, está a una presión de 0.54 atm y una temperatura de 11 °C. ¿Cuánto pesa el gas?

Datos	Solución
$V = 30\ m^3 = 30000$ L	$MPV = mRT$
$P = 0.54$ atm	$m = \frac{MPV}{RT}$
$T = 11$ °C + 273 = 284 K	$m = \frac{(121)\text{ g/mol } (0.54)\text{ atm } (30\,000)\text{ L}}{(0.082)\text{ L atm/K mol } (284)\text{ K}}$
$m = ?$	
$M_{CCl_2F_2} = 121$ g/mol	$\longrightarrow$ ***m*** **= 84172.1 g**

Ejemplo 3

Calcula la densidad, en gramos por litro del dióxido de nitrógeno (NO_2) a TPN y a 100 °C y cinco veces la presión normal.

Datos	Solución
$d = ?$ (NO_2)	1 mol a TPN de NO_2 = 22.4 L
$T = 100$ °C = 373 K	$M_{NO_2} = 46$ g/mol
$P = 5$ atm	$d_{NO_2} = \frac{46\text{ g/mol}}{22.4\text{ L/mol}} = 2.05$ g/L (a 0 °C y 1 atm)
	$PM = dRT$
	$d = \frac{PM}{RT}$
	$d = \frac{(5)\text{ atm } (46)\text{ g/mol}}{(0.082)\text{ L atm/K mol } (373)\text{ K}} = 7.51$ g/L (a 100 °C y 5 atm)
	$\longrightarrow$ ***d*** **= 7.51 g/L**

2.1.7 El aire que inhalamos y el que exhalamos

El aire limpio y puro forma una capa de aproximadamente 500 000 millones de toneladas que rodea la Tierra, de las cuales su composición es la siguiente:

El aire está alrededor de todos nosotros. Lo necesitamos para vivir. El proceso de respiración en los seres vivos está constituido por las siguientes etapas principales:

1. Inhalación del aire que entra a los pulmones.
2. Parte de este aire entra a la corriente sanguínea.
3. Los alimentos asimilados en el organismo reaccionan con esta parte de aire para proveer energía.
4. Los productos formados pasan de la corriente sanguínea a los pulmones.

Los terapeutas del aparato respiratorio deben modificar la humedad de los gases que administran a sus pacientes. Normalmente, cuando respiramos, el aire inhalado se satura de humedad al pasar por la nariz y los conductos respiratorios. Así, como el oxígeno que sale de un tanque está bastante seco, cuando hay que administrar oxígeno durante un largo periodo se le debe humidificar para evitar la irritación de las capas mucosas de los conductos nasales y de los pulmones. Si el oxígeno o la mezcla de gases son administrados por la nariz, el terapeuta puede sólo ayudar al proceso corporal normal añadiendo aproximadamente 30% de humedad a los gases inhalados. Si la mezcla respiratoria se aplica directamente a la tráquea (sin pasar por la nariz) el terapeuta debe saturar la mezcla gaseosa con vapor de agua.



Figura 2.28

La inhalación forma parte de la terapia respiratoria.

Cuando inhalamos, el aire aspirado se humedece y se calienta a nuestra temperatura corporal de 37 °C. Si consideramos que la presión atmosférica es de 760 mmHg, la presión parcial del oxígeno es aproximadamente de 150 mmHg, mientras que la presión parcial del dióxido de carbono (CO_2) en el aire inspirado es sólo de 0.2 mmHg aproximadamente. El aire de los alveolos, los pequeños sacos de aire de los pulmones en los cuales termina el aparato respiratorio, contiene oxígeno y dióxido de carbono a presiones parciales aproximadas de 104 y 40 mmHg, respectivamente. (A veces las presiones parciales se conocen como tensiones gaseosas en terapia respiratoria.) Como los gases fluyen hacia las regiones de concentración más baja, el oxígeno se transfiere del aire inspirado a los alveolos de una región con una P_{O_2} de 150 mmHg a una región con una P_{O_2} de 104 mmHg. Por la misma razón, el dióxido de carbono sale de los alveolos para ser exhalado, de una región con una P_{CO_2} de 40 mmHg hacia una región con una P_{CO_2} de 0.2 mmHg.

Los capilares llevan la sangre venosa a los alveolos, donde los gases se difunden por las finas membranas que separan a los capilares del saco alveolar. La P_{O_2} en la sangre venosa es aproximadamente de 40 mmHg; por tanto, el oxígeno fluirá de los alveolos (donde su P_{O2} es 104 mmHg) hacia los capilares. El dióxido de carbono en la sangre venosa está a una P_{CO_2} de 46 mmHg; así, el dióxido de carbono fluirá de los capilares a los alveolos, donde la P_{CO_2} es sólo de 40 mmHg. De esta forma, la sangre venosa se reoxigena cuando pasa por los alveolos.

Después de que la sangre pasa por los alveolos, su P_{O_2} ha alcanzado los 100 mmHg y su P_{CO_2} se ha reducido a 40 mmHg; este fluido, enriquecido con oxígeno, es ahora sangre arterial. Cuando la sangre arterial llega a los tejidos, pasa a pequeñas arterias llamadas arteriolas. Las células corporales están rodeadas de fluido extracelular, donde la P_{O_2} es aproximadamente de 30 mmHg y la P_{CO_2} es de alrededor de 45 mmHg. Así, el oxígeno se difunde desde las arteriolas hacia el fluido extracelular, y fluyendo el dióxido de carbono en dirección opuesta.



Figura 2.29

El proceso de inhalación es fundamental cuando nadamos.

Es en la célula donde el oxígeno se utiliza para producir energía. La célula contiene oxígeno a una P_{O^2} aproximada de 6 mmHg, por lo que el oxígeno se difunde a través de la membrana celular desde el fluido extracelular hacia la célula. El dióxido de carbono generado como un subproducto del metabolismo celular, está a una P_{CO_2} de aproximadamente 50 mmHg dentro de la célula; por tanto, ésta libera dióxido de carbono hacia el fluido extracelular y de ahí a la sangre venosa, misma que es transportada de nuevo hacia el corazón; este último la bombea hacia los pulmones, donde es nuevamente oxigenada.

Una vez dada la acción mecánica del tórax y del diafragma para introducir y extraer aire de los pulmones, el proceso restante se lleva a cabo en la forma automática que ya se ha descrito. Sencillamente se trata de gases que se difunden desde áreas de presión elevada hacia otras de presión más baja.

En resumen, constantemente tomamos oxígeno del aire y arrojamos nuestros desechos de dióxido de carbono a la atmósfera. Las plantas invierten el proceso, utilizando dióxido de carbono como combustible y exhalando oxígeno a la atmósfera.

2.2 Reactividad de los componentes del aire

Como ya se ha mencionado, los dos componentes principales del aire atmosférico son el nitrógeno y el oxígeno, los cuales pueden reaccionar entre sí formando los óxidos de nitrógeno (NOx); estas reacciones se efectúan a altas temperaturas, como las de combustión interna en los motores de los automóviles, en calderas u hornos.

$$N_2 + O_2 \xrightarrow{2500\ °C} 2NO \text{ (óxido nítrico)}$$

2.2.1 Algunas reacciones del N_2, O_2 y CO_2

Reacciones del nitrógeno (N_2)

El nitrógeno es un gas poco reactivo, su mayor aportación industrial es en la elaboración de amoniaco (NH_3), ácido nítrico (HNO_3) y fertilizantes.

El nitrógeno es un gas incoloro, inodoro, insípido, ligeramente soluble en el agua y en extremo estable. Cuando los gases derivados de la combustión de la gasolina son expulsados al medio ambiente, el óxido nítrico (NO) se oxida a dióxido de nitrógeno u otros oxidantes:

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2 \text{ (dióxido de nitrógeno)}$$

Sin embargo, esta reacción procede muy lentamente.

La reacción con el ozono (O_3) es rápida:

$$NO + O_3 \longrightarrow NO_2 + O_2$$

Reacciones del oxígeno (O_2)

En general, sus propiedades químicas son las mismas que las del aire atmosférico (del que es el elemento componente activo), aunque más pronunciadas. Su molécula es diatómica (O_2), presenta un enlace covalente fuerte y por tanto es una molécula muy estable a temperatura ambiente. Se une con muchos elementos, compartiendo electrones: se puede unir a los metales, formando óxidos básicos, y a los no metales, con los cuales forma óxidos ácidos o anhídridos. En algunas de estas reacciones se libera energía luminosa o calorífica.

Cuando el hierro se oxida se combina con el oxígeno de la atmósfera formando un polvo café rojizo. Su representación química es la siguiente:

$$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

El nombre químico de la herrumbre del hierro (Fe_2O_3) es óxido de hierro(III). Muchos otros metales también reaccionan con el oxígeno formando óxidos.

La mayoría de los no metales también reacciona con el oxígeno formando óxidos; por ejemplo, el carbono reacciona formando dióxido de carbono:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

El azufre se combina con el oxígeno formando dióxido de azufre:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

A temperaturas elevadas, como las que se presentan en el motor de los automóviles, aun el nitrógeno, elemento que de ordinario no reacciona, se combina con el oxígeno:

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$$

El producto obtenido se llama monóxido de nitrógeno y es mejor conocido como óxido nítrico.

El oxígeno también reacciona con muchos otros compuestos. El metano, el ingrediente principal del gas natural, arde en el aire produciendo dióxido de carbono y agua:

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

En los ejemplos anteriores, el oxígeno se combina con cada uno de los elementos del compuesto. La combinación de elementos y compuestos con el oxígeno recibe el nombre de **oxidación** y se dice que las sustancias que se combinan con el oxígeno se oxidan. Inicialmente, este término se restringía a las reacciones que implicaban una combinación con oxígeno; sin embargo, los químicos se dieron cuenta de que la combinación con el cloro (o el bromo y otros elementos de la parte superior derecha de la Tabla periódica) no producía una reacción distinta a la obtenida con el oxígeno; por tanto, ampliaron el concepto de oxidación, definiéndola en la actualidad en función de números de oxidación, como la capacidad que tiene un elemento no metálico (como el cloro o el bromo) para combinarse con el oxígeno.

$$2H_2S + 3O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2SO_2$$

Actividad de aprendizaje

Consulta en la Tabla periódica y anota lo que se te solicita del oxígeno.

Símbolo ______________________ Grupo: ______________________

Periodo ______________________ Número atómico ______________________

Masa atómica ______________________

Investiga las siguientes propiedades físicas que presenta el oxígeno.

Color: ______________________ Olor: ______________________

Sabor: ______________________ Densidad: ______________________

Punto de ebullición: ______________________ Punto de fusión: ______________________

Solubilidad: ______________________

Identificación de algunas propiedades del oxígeno.

(*Continúa*)

Actividad de aprendizaje

(Continuación)

Propósito

Verificar las propiedades del oxígeno.

Material

- Una vela
- Agua de la llave
- Cerillos
- Un plato
- Un vaso de vidrio

Procedimiento

- Enciende la vela y colócala sobre el plato con agua; cúbrela con el vaso.
- Espera unos minutos y contesta las siguientes preguntas:

¿Qué le sucede a la vela? ____________________

¿Por qué? ____________________

____

¿Qué le ocurrió al nivel de agua? ____________________

¿Por qué? ____________________

____

¿Qué propiedad del oxígeno se manifiesta en este experimento? ____________________

____

Conclusiones: ____________________

____

____

____

____

____

____

____

____

____

____

____

____

____

____

____

Reacciones del dióxido de carbono (CO_2)

La permanencia del oxígeno molecular en el aire atmosférico y la eliminación del CO_2 producido por cualquier combustión de material orgánico, violenta o lenta, como sucede en el proceso de respiración de los seres vivos, se debe a la intervención de otro fenómeno llamado fotosíntesis, que se lleva a cabo en las plantas verdes y que permite mantener los niveles del oxígeno atmosférico, consumiendo el CO_2 y desprendiendo oxígeno:

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{\text{Luz solar}} \underset{\text{Glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + 6O_2$$

Otra reacción del CO_2 que permite disminuir su contenido y mantenerlo en niveles aceptables dentro de la atmósfera es la solubilidad del dióxido de carbono atmosférico en las aguas naturales, lo que produce ácido carbónico que se disocia en iones, como se muestra a continuación:

Comportamiento de la disolución del dióxido de carbono en agua:

$$\underset{\text{De la atmósfera}}{CO_2} + H_2O \longrightarrow \underset{\text{ácido carbónico}}{H_2CO_3} \longrightarrow 2H^+ + \underset{\text{ión bicarbonato}}{HCO_3^-} \longrightarrow 2H^+ + \underset{\text{ión carbonato}}{CO_3^{2-}}$$

La solubilidad del CO_2 en aguas naturales varía con la temperatura, y su disociación en iones está fuertemente influida por las sales u otras sustancias con las que forma carbonatos que precipitan y dan lugar a minerales con alto contenido de carbonatos depositados en el fondo de lagos y otros lugares naturales de recolección de agua. Hoy día, los océanos contienen cerca de 50 veces más CO_2 que la atmósfera. Sin embargo, los carbonatos (principalmente $CaCO_3$) contenidos en las rocas sedimentarias (que en algún tiempo estuvieron cubiertas de aguas naturales) son los mayores concentradores de CO_2 sumando actualmente 100 000 veces más que el contenido en la atmósfera.

Actividad experimental

Recolección de un gas a partir de diferentes sustancias

Con la guía del profesor intégrate en un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Elaboren un informe escrito con sus conclusiones y compárenlo con el resto del grupo.

Propósito

Separar el dióxido de carbono en distintas mezclas.

Material

- Vaso de precipitados de 250 mL
- 1 agitador de vidrio o un palito de madera
- Hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$)
- 2 botellas de plástico iguales (pueden ser de refresco)
- 4 popotes
- Agua de la llave
- 1 Matraz Erlenmeyer de 250 mL
- 1 Tapón monohoradado
- 1 tubo de vidrio con manguera de hule
- 2 pastillas efervescentes
- 1 cucharada de polvo de hornear

(Continúa)

Actividad experimental

- 3 mL de vinagre
- 3 tubos de ensayo de 15 × 150 mm
- Pinzas para tubo de ensayo

Procedimiento

1. Agreguen 5 g de hidróxido de calcio en un vaso de precipitados que contenga unos 200 mL de agua de la llave.
2. Mezclen bien las sustancias con el agitador y déjenlas reposar para que precipite el hidróxido de calcio.
3. Preparen su generador de gases, colocando el tapón con el tubo de vidrio al matraz Erlenmeyer.
4. Agreguen la disolución que prepararon en el paso número 1 hasta la mitad del tubo de ensayo.
5. Añadan las pastillas efervescentes al matraz generador de gas con un poco de agua. Tápenlo rápido e introduzcan la manguera en el tubo de ensayo, para que burbujee en la disolución de hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$).

   ¿Qué ocurrió en el tubo de ensayo? ______________________________

   ____

   ¿Qué gas se desprende del matraz generador? ______________________________

   ____

6. Laven el matraz generador y repitan el experimento anterior, pero ahora utilicen polvo de hornear y vinagre para producir el gas.

   ¿Qué ocurrió en el tubo de ensayo? ______________________________

   ¿Qué gas se desprende del matraz generador? ______________________________

   Conclusiones: ______________________________

   ____

   ____

   ____

   ____

   El dióxido de carbono (CO_2) presente en el aire que se exhala puede separarse de los otros gases, por medio de los siguientes procedimientos:

7. Llenen una botella de refresco de plástico hasta la mitad con disolución de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$ preparada en el paso número 1 y marquen con un plumón el nivel alcanzado. Coloquen en otra botella igual agua de la llave hasta el mismo nivel.
8. Introduzcan dos popotes en cada botella y soplen a través de ellos, por lo menos durante un minuto. Burbujeen de forma suave y continua. Procuren no salpicar.

   Comparen las dos botellas anteriores y contesten lo siguiente:

   ¿Qué sucedió en cada botella? ______________________________

   ____

   ¿De qué otros gases se separa el dióxido de carbono en este experimento? ______________

   ____

   ____

2.2.2 Reacción del oxígeno con metales y no metales

Óxidos básicos y óxidos ácidos

Cuando un metal reacciona con el oxígeno se forma un óxido básico que al reaccionar con el agua forma un hidróxido. El número de oxidación del oxígeno es de –2.

Ejemplos:

Óxido de aluminio:	Al^{+3}	O^{-2}	Al_2O_3
Óxido de litio:	Li^{+1}	O^{-2}	Li_2O
Óxido de calcio	Ca^{+2}	O^{-2}	Ca_2O_2 o CaO
Óxido de plomo (IV)	Pb^{+4}	O^{-2}	Pb_2O_4 o PbO_2

Para nombrar a estos compuestos se antepone la palabra óxido seguida del nombre del metal correspondiente.

Ejemplos:

$4\ Na_{(s)}$	+	$O_{2(g)}$	$\longrightarrow$	$2\ Na_2O_{(s)}$	Óxido de sodio
$4\ Li_{(s)}$	+	$O_{2(g)}$	$\longrightarrow$	$2\ Li_2O_{(s)}$	Óxido de litio
$2\ Mg_{(s)}$	+	$O_{2(g)}$	$\longrightarrow$	$2\ MgO_{(s)}$	Óxido de magnesio
$2\ Ca_{(s)}$	+	$O_{2(g)}$	$\longrightarrow$	$2\ CaO_{(s)}$	Óxido de calcio

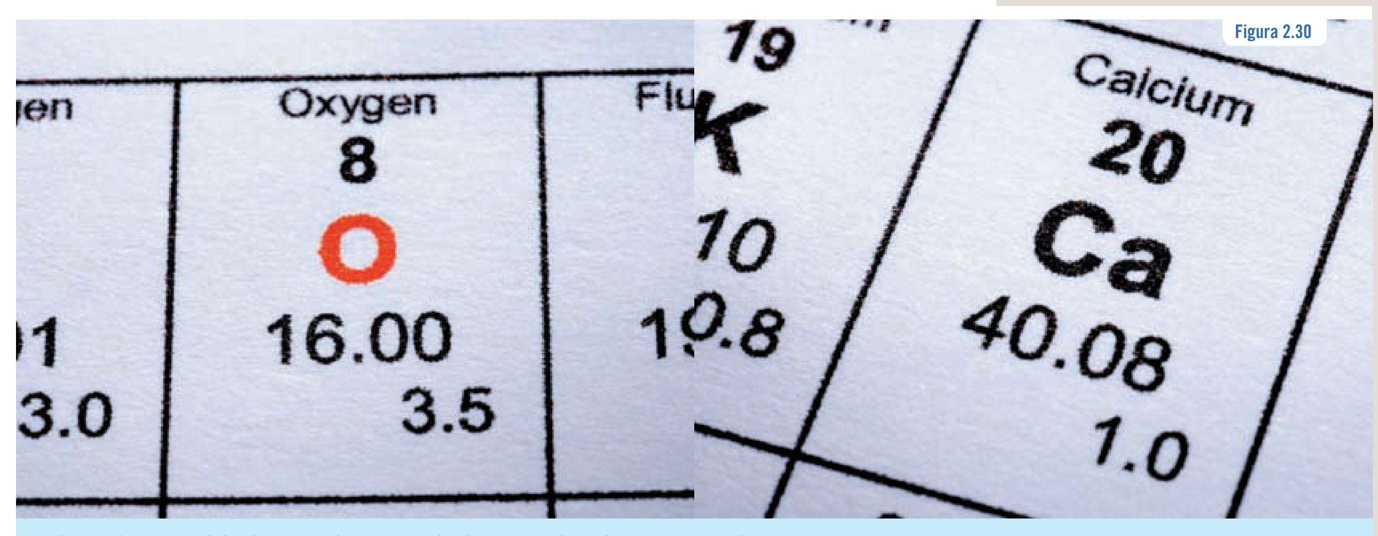


Figura 2.30

En la combinación del calcio con el oxígeno, el calcio se oxida y el oxígeno se reduce.

Estos óxidos al reaccionar con el agua forman **hidróxidos o bases**.

$Na_2O_{(s)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\longrightarrow$	$2\ NaOH_{(ac)}$	Hidróxido de sodio
$Li_2O_{(s)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\longrightarrow$	$2\ LiOH_{(ac)}$	Hidróxido de litio
$MgO_{(s)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\longrightarrow$	$Mg(OH)_{2(ac)}$	Hidróxido de magnesio
$CaO_{(s)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\longrightarrow$	$Ca(OH)_{2(ac)}$	Hidróxido de calcio

Actividad de aprendizaje

Reúnete con tus compañeros y visiten un centro comercial; en la sección correspondiente a los alimentos, busquen en la etiqueta 10 sustancias que sean óxidos metálicos o hidróxidos y completen la siguiente tabla:

Producto comercial	Nombre químico	Fórmula

Compárenla con otros compañeros de clase y en caso de haber duda, consúltenla con su profesor.

Los óxidos no metálicos, llamados también **óxidos ácidos** (oxiácidos) o **anhídridos**, resultan de la combinación de un **no metal** (con número de oxidación positivo) con el **oxígeno**. Para nombrarlos se utilizan los prefijos griegos: mono (1), di (2), tri (3), tetra (4), penta (5), para indicar el número respectivo de átomos en el compuesto correspondiente.

Ejemplos:

2 $C_{(s)}$	+	$O_{2(g)}$	⟶	2 $CO_{(g)}$	Monóxido de carbono
$C_{(s)}$	+	$O_{2(g)}$	⟶	$CO_{2(g)}$	Dióxido de carbono
$N_{(g)}$	+	$O_{2(g)}$	⟶	$NO_{2(g)}$	Dióxido de nitrógeno
$S_{(s)}$	+	$O_{2(g)}$	⟶	$SO_{2(g)}$	Dióxido de azufre
2 $S_{(s)}$	+	3 $O_{2(g)}$	⟶	2 $SO_{3(g)}$	Trióxido de azufre

Estos óxidos producen **ácidos** al combinarse con el agua; entonces también es posible nombrarlos anteponiendo la palabra anhídrido seguida del nombre del ácido que formarían.

Ejemplos:

$CO_{2(g)}$	+	$H_2O_{(l)}$	⟶	$H_2CO_{3(ac)}$	Ácido carbónico
$NO_{2(g)}$	+	$H_2O_{(l)}$	⟶	$H_2NO_{3(ac)}$	Ácido nítrico
$SO_{2(g)}$	+	$H_2O_{(l)}$	⟶	$H_2SO_{3(ac)}$	Ácido sulfuroso
$SO_{3(g)}$	+	$H_2O_{(l)}$	⟶	$H_2SO_{4(ac)}$	Ácido sulfúrico

Actividad de aprendizaje

Reúnete con tus compañeros y visiten un centro comercial, en la sección correspondiente de alimentos y bebidas, busquen en la etiqueta 10 sustancias que sean óxidos no metálicos (anhídridos) o ácidos y completen la siguiente tabla:

Producto comercial	Nombre químico	Fórmula

Compárenla con otros compañeros de clase y en caso de haber duda, consúltenla con su profesor.

Actividad experimental

Obtención de hidróxido de calcio

Propósito

Separar el dióxido de carbono presente en distintas mezclas.

Materiales

- 2 tubos de ensayo de 15 × 150 mm
- 1 popote
- 0.1 g de óxido de calcio (CaO)
- 5 mL de agua de la llave o destilada

Procedimiento

1. En un tubo de ensayo coloca 0.1 g de óxido de calcio (CaO) y agrega 5 mL de agua y agita. Deja reposar la mezcla por unos minutos.
2. Separa la parte líquida, pasándola a otro tubo de ensayo.
3. Introduce un popote en el líquido y procede a soplar, observa lo que ocurre.

Por seguridad no soples muy fuerte, para que no te salpiques, ya que el producto obtenido ($Ca(OH)_2$) es una base fuerte y causa irritación de la piel.

Contesta lo siguiente:

¿Qué reacciones ocurrieron en el experimento anterior?

Reacción 1: $CaO + H_2O \longrightarrow$ ______________________

Reacción 2: $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow$ ______________________

(Continúa)

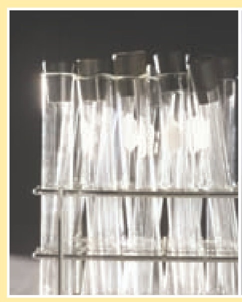
Actividad experimental

¿Cuál es el nombre de los productos obtenidos?

Reacción 1: ______________________________

Reacción 2: ______________________________

¿Qué función tiene soplar dentro del tubo que contiene la solución de cal en agua? ______________________________



▲ Tubos de ensayo.



▲ Óxido de calcio (CaO).

Anota tus observaciones y conclusiones. Compara y discute los resultados obtenidos con tus compañeros.

Actividad experimental

Obtención de hidróxido de magnesio

Propósito

A partir de un óxido metálico, obtener un hidróxido.

Material

- 1 pinzas para tubo de ensayo
- 1 pinzas para crisol
- 1 tubo de ensayo
- 1 mechero
- Papel tornasol rojo
- 1 cinta de 2 cm de largo de magnesio
- Agua
- Fenolftaleína
- Soporte universal

Procedimiento

1. Toma el trozo de cinta de magnesio con las pinzas para crisol y llévalo a la zona oxidante de la flama del mechero. Observa lo que ocurre y regístralo.
2. Cuando la reacción termine. Lleva el producto a un tubo de ensayo que contenga 3 mL de agua y calienta suavemente.
3. Introduce un papel tornasol rojo; agrega 2 gotas de fenolftaleína y observa lo que ocurre:

Completa las reacciones efectuadas:

Reacción 1: $Mg + O_2 \longrightarrow$ ______________________________

Reacción 2: $MgO + H_2O \longrightarrow$ ______________________________

¿Cuál es el nombre de las sustancias obtenidas en las reacciones anteriores?

Reacción 1: ______________________________

Reacción 2: ______________________________

¿Qué le ocurrió al papel tornasol rojo? ______________________________

(Continúa)

Actividad experimental

¿Qué le ocurrió a la solución cuando se le agregó la fenolftaleína? ______________________________

____

____

Anota tus observaciones y conclusiones. Compara y discute los resultados con los de tus compañeros. ______________________________

____

____

____

____

____

▲ Agua.

▲ Mechero.

____

____

Actividad de aprendizaje

Reúnete con tus compañeros y visiten un centro comercial o el mercado de la colonia; en la zona de abarrotes, busquen en la etiqueta de distintos productos 10 sustancias que sean óxidos metálicos o hidróxidos y completen la siguiente tabla:

Producto comercial	Nombre químico	Fórmula

Compárenla con otros compañeros de clase y en caso de haber duda, consúltenla con su profesor.



Figura 2.31

◄ Un país puede recibir grandes beneficios económicos con la producción de ácido sulfúrico.

Actividad experimental

Obtención del ácido sulfuroso (H_2SO_3)

Propósito

Experimentar reacciones con óxidos no metálicos.

Materiales

- 1 cucharilla de combustión con tapón de corcho
- 0.1 g de azufre en polvo
- 1 mechero
- Agua
- 1 matraz Erlenmeyer
- Papel tornasol azul

Procedimiento

1. Toma 0.1 g de azufre con la cucharilla de combustión y llévalo al mechero.
2. Cuando se observe una flama azul coloca con cuidado esta cucharilla dentro del matraz que contiene agua caliente a unos 50 °C. Cuida que la cucharilla no se meta en el agua.
3. Mueve el matraz con suavidad para que el gas se mezcle perfectamente con el agua caliente.
4. Introduce en el matraz una tira de papel tornasol azul.

Contesta lo siguiente:

- ¿Qué reacción se verifica al quemar el azufre con la flama del mechero?

  ____

  ____

- ¿Qué sustancia se forma al combinarse el producto anterior con el agua caliente?

  ____

  ____

2.2.3 Tabla periódica

La clasificación es una forma útil e importante de sistematizar la información. La tabla periódica es uno de los medios que permiten la organización del conocimiento químico. Se dice que es tan importante para los químicos como un buen mapa para el viajero. La Tabla periódica es una representación de la ordenación de los elementos que permite visualizar y predecir la forma en que varían sus propiedades físicas y químicas. De acuerdo con lo anterior, es posible estudiar de manera sistemática como varían las propiedades, dependiendo de la posición que ocupan los elementos en la tabla y, al mismo tiempo, facilita el entendimiento, la recordación y la predicción de las similitudes y diferencias entre los elementos.

A lo largo de la historia el conocimiento respecto a los elementos descubiertos ha sido desordenado. Hay un curioso paralelismo en el siglo XIX entre las historias de la química orgánica y de la inorgánica; hubo una proliferación en el número de compuestos orgánicos y el número de elementos. **Kekulé**, con sus fórmulas estructurales, ayudó a organizarlos. También se ordenó el mundo de los elementos, y al menos parte del mérito de ambos cambios se debió a una reunión internacional de químicos. A comienzos del siglo XVIII se descubrieron nuevos elementos, además de los nueve que eran conocidos por los antiguos y los cuatro que estudiaron los

alquimistas medievales (agua, aire, tierra y fuego). Los elementos gaseosos, nitrógeno, hidrógeno, oxígeno y cloro, habían sido descubiertos. Y lo mismo sucedió con los metales cobalto, platino, níquel, manganeso, tungsteno, molibdeno, uranio, titanio y cromo.

El 6 de octubre de 1807, **Davy** hizo pasar corriente a través de potasa fundida (carbonato de potasio) y liberó pequeños glóbulos de un metal que de inmediato llamó potasio. Una semana después, Davy aisló el sodio del carbonato de sodio. En 1808 aisló los elementos magnesio, estroncio, bario y calcio. Mostró que un gas verdoso que Scheele había descubierto era el cloro, del vocablo griego que significa *verde*.

En la primera década del siglo XIX se añadieron a la lista no menos de catorce elementos. **Gay-Lussac** y **Thénard** aislaron el boro; **Wollaston** hizo lo propio con el paladio y el rodio, mientras que **Berzelius** lo hizo con el cerio.

El químico inglés **Smithson Tennant** (1761-1815) descubrió el osmio y el iridio, y **Charles Hatchett** (1765-1847), de la misma nacionalidad, aisló el niobio; el químico sueco **Anders Gustaf Ekeberg** (1767-1813) descubrió el tántalo.

El impulso en las décadas sucesivas no fue tan intenso, pero el número de elementos continuó en aumento. **Berzelius**, por ejemplo, descubrió cuatro más: selenio, silicio, circonio y torio. **Luis Nicolas Vauquelin**, en 1797, descubrió el berilio.

Hacia 1830 se conocían 55 elementos diferentes, un buen paso desde los cuatro elementos de la antigua teoría. De hecho, el número era demasiado grande para no inquietar a los químicos. Los elementos variaban de manera amplia en sus propiedades y parecía existir poco orden entre ellos. ¿Por qué había tantos? Y, ¿cuántos más quedaban todavía por descubrir? ¿Diez? ¿Cien? ¿Mil? ¿Un número infinito?

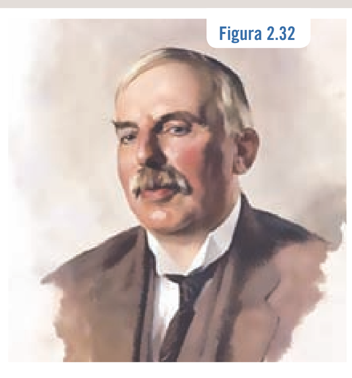
Era tentador buscar un orden en el conjunto de los elementos ya conocidos. El primero en captarlo fue el químico alemán **Johann Wolfgang Döbereiner** (1780-1849). En 1829, observó que el bromo, descubierto tres años antes por el químico francés **Antoine Jeróme Balard** (1802-1876), parecía tener propiedades que estaban justo a la mitad del camino entre las del cloro y las del yodo. Es decir, que varios grupos de tres elementos (a los cuales llamó tríadas) poseían propiedades parecidas respecto al hecho de que el peso atómico del elemento intermedio o central era casi el promedio aritmético de los pesos atómicos de los otros dos. Por ejemplo:

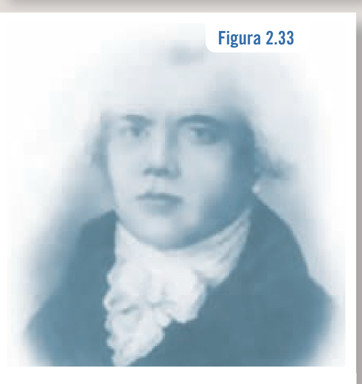
Li	Na	K	Ca	Sr	Ba	Cl	Br	I
7	**23**	39	40	**88**	137	35	**80**	126

En 1850, Pattenköfer demostró que el peso atómico de los elementos semejantes difiere por múltiplos enteros de **ocho**:

Li	Na	K	Mg	Ca	Sr	O	S	Se	Te
7	23	39	24	40	88	16	32	80	128
16	16		16	48		16	48	48	

En 1864, el químico inglés, John Alexander Reina **Newlands** (1837-1898) ordenó los elementos conocidos según sus pesos atómicos crecientes, y observó que este orden también afectaba las propiedades de los elementos, al disponer a estos últimos en columnas verticales de siete; los que eran semejantes quedaban en la misma fila horizontal. Así, el potasio se situó cerca del sodio, muy semejante a él; el selenio quedó en la misma línea que el azufre, por ser muy parecidos; el calcio próximo al magnesio, y así sucesivamente. Y en efecto, las tres tríadas de **Döbereiner** se hallaban en dichas filas.


Figura 2.32
Smithson Tennant.


Figura 2.33
Anders Gustaf Ekeberg.

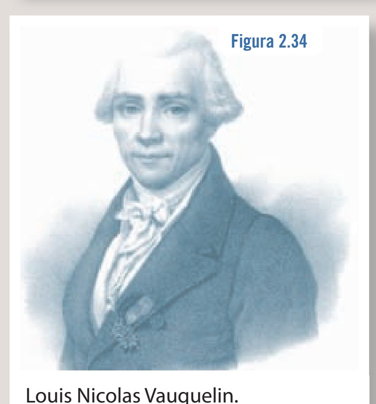
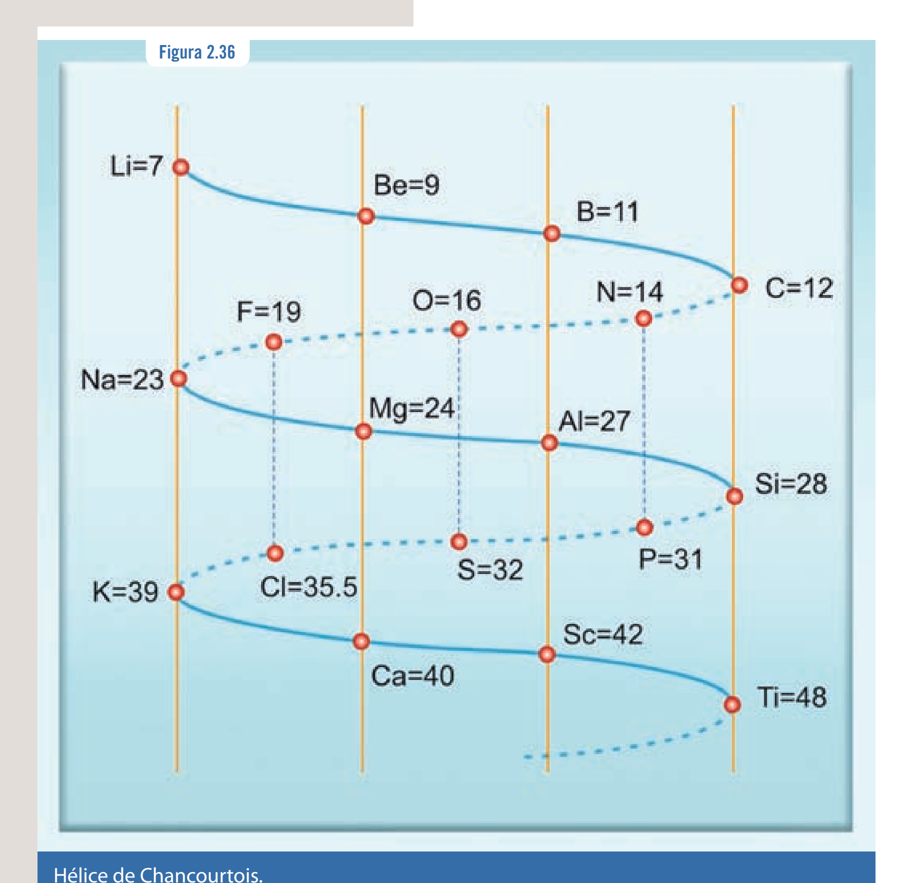

Figura 2.34
Louis Nicolas Vauquelin.


Figura 2.35
Johann Wolfgang Döbereiner.

Figura 2.36



Hélice de Chancourtois.

Figura 2.37

Los alquimistas, grandes precursores de la química moderna.

Newlands llamó a esto **ley de las octavas** (en música, siete notas forman una octava, siendo la octava nota casi un duplicado de la primera y principio de una nueva octava).

Dos años antes, el geólogo francés Alexandre Emile Beguyer de **Chancourtois** (1820-1886) también había ordenado los elementos según su peso atómico creciente y los había distribuido en una especie de gráfico cilíndrico, llamado hélice o tornillo de Chancourtois, y seccionó cada circunferencia en 16 subdivisiones. Encontró que los elementos que difieren de otros por 16 unidades o sus múltiplos en peso atómico, poseen un comportamiento semejante y concluyó que las propiedades de los elementos son las propiedades de los números. También aquí los elementos semejantes coincidían en columnas verticales.

La ley periódica surge en forma empírica antes de que se conocieran sus verdaderos fundamentos. Sus descubridores y antecesores nada sabían de electrones, protones, neutrones, número atómico y menos aún de estructura atómica. No obstante, tanto la ley como el sistema conformados por ella, fueron de gran valor para el desarrollo de la química a fines del siglo XIX.

Tabla periódica de Mendeléiev (conocida como tabla corta)

La preponderancia que adquirió **Mendeléiev** en los estudios sobre la ley periódica se debe a que, al hacer sus audaces predicciones, el gran estudioso ruso no aplicó sólo el método inductivo, como lo hicieron sus antecesores y el propio Lothar Meyer, sino que empleó también el método deductivo

El químico ruso Dimitri Ivánovich **Mendeléiev (1834-1907)** fue reconocido como el investigador que puso orden en la selva de elementos. En 1869, él y Julius Lothar **Meyer (1830-1895)**, químico alemán, descubrieron y propusieron en forma independiente tablas de los elementos que, en esencia, se regían por las ideas de Chancourtois y Newlands. Observaron que las propiedades de los elementos se acomodan en orden ascendente de sus pesos atómicos. La Tabla de **Meyer** se basa en las propiedades físicas de los elementos, la de **Mendeléiev** en sus propiedades químicas.

Estos dos eminentes científicos postularon la clasificación, no como un simple sistema para organización, sino como una "ley de la naturaleza", extraordinaria

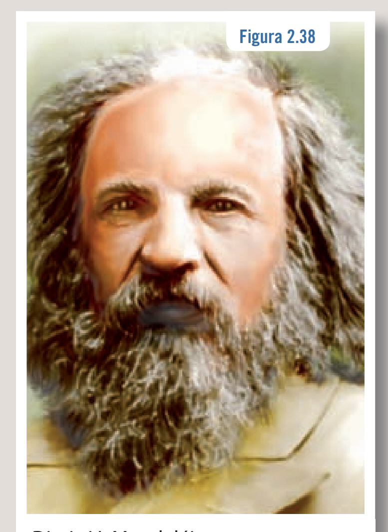
generalización que resume no sólo el comportamiento conocido, sino que también se puede extrapolar para predecir el de los elementos que aún eran desconocidos.

Meyer y Mendeléiev sostuvieron una larga batalla por la prioridad en el descubrimiento del sistema periódico.

La primera tabla publicada por Mendeléiev se dio a conocer en abril de 1869. Meyer publicó la suya en diciembre del mismo año, sin difundir la que elaboró en 1868 por considerarla imperfecta.

El éxito de **Mendeléiev** se debió al acierto de dejar espacios vacíos, en su tabla, para elementos desconocidos en su tiempo y la facilidad con la que los gases nobles encajaron en ella cuando fueron descubiertos posteriormente. En 1906, él escribía:

> "Ni de Chancourtois, al que los franceses atribuyen la prioridad en el descubrimiento de la ley periódica; ni Newlands, para quien este derecho recaban los ingleses; ni Meyer, al que otros han citado como el fundador de la ley periódica, se han arriesgado a anticipar las propiedades de elementos no descubiertos, a cambiar los "pesos atómicos aceptados" ni a considerar en absoluto la ley de periodicidad como una ley nueva, rigurosamente establecida, de la naturaleza, capaz de abarcar todos los hechos hasta ahora no generalizados, como yo lo he hecho desde el comienzo mismo (1869)."


Figura 2.38

Dimitri I. Mendeléiev.

Mendeléiev fue reconocido por la ciencia porque tuvo el valor y la confianza de llevar sus ideas más allá que otros. En su primera tabla periódica aparecen interrogaciones frente a los símbolos de los elementos cuyos pesos atómicos consideró inexactos, mismos que rectificó después.

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Óxidos de hidruros	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Serie	——	——	——	H_4R	H_3R	H_2R	HR	——
1	H(1)							
2	Li(7)	Be(9.4)	B(11)	C(12)	N(14)	O(16)	F(19)	
3	Na(23)	Mg(24)	Al(27.3)	Si(28)	Pb(31)	S(32)	Cl(35.5)	
4	K(39)	Ca(40)	–(44)	Ti(48)	V(51)	Cr(52)	Mn(55)	Fe(56), Co(59)
5	Cu(63)	Zn(65)	–(68)	–(72)	As(75)	Sc(78)	Br(80)	Nl(59), Cu(63)
6	Rb(85)	Sr(87)	?Yt(88)	Zr(90)	Nb(94)	Mo(96)	–100	
7	Ag(108)	Cd(112)	In(113)	Sn(118)	Sb(122)	Te(125)	L(127)	Ru(104), Rh(104), Pd(106), Ag(108)
8	Cs(133)	Ba(137)	?Di(138)	?Ce(140)	——	——	——	
9	——	——	——	——	——	——	——	
10	——	——	?Er(178)	?La(180)	Ta(182)	W(184)	——	Os(195), Ir(197), Pt(198), Au(199)
11	Au(199)	Hg(200)	Tl(204)	Pb(207)	Bl(207)	——	——	
12	——	——	——	Th(231)	——	U(240)	——	

Tabla Periódica "corta" de Mendeléiev.

Los elementos similares se colocan en columnas verticales, llamadas **grupos**. Los miembros de cada grupo tienen en común la composición de sus óxidos. Los del grupo I forman óxidos de fórmula R_2O; los del II, RO; los del III, R_2O_3, etcétera, donde R representa el elemento de ese grupo y O el oxígeno. Las filas horizontales de los elementos, que él llamó **series**, en la actualidad se denominan **periodos**. Dicho ordenamiento tiene varias ventajas, entre las que se pueden señalar las siguientes:

- El número del grupo (excepto para el grupo VIII) proporciona el estado de valencia más alto que es posible para los elementos.
- Un cambio brusco de los halógenos (grupo VII A), que se caracterizan por ser electronegativos en relación con los metales alcalinos (grupo IA), indujo a Mendeléiev a la predicción de la existencia de los elementos inertes con valencia, ya sea de 8 o de 0.
- A partir de las posiciones de los huecos en la tabla, Mendeléiev predijo las propiedades de los elementos faltantes. Así, por ejemplo, al elemento que según Mendeléiev faltaba en el grupo IV de su tabla lo llamó **eka-silicio** (**eka**, *en sánscrito significa primero*) primer elemento debajo del silicio en el mismo grupo.

En la siguiente tabla se muestran las propiedades del **eka-silicio** predichas por Mendeléiev con las del elemento **germanio**, que fue aislado 15 años después, por el químico alemán **C. Winkler.**

Propiedades predichas por Mendeléiev para el eka-silicio (Es)	Propiedades del germanio, Ge, descubierto por Winkler
1. El peso atómico tiene que ser la media aritmética de los cuatro elementos análogos: Sí, Sn, Se, Zn; es decir, ¼ (28.5 + 119 + 65.37 + 79.2) = 73	1. Peso atómico: 72.60
2. El peso específico deducido en forma similar al peso atómico será: 5.5	2. Peso específico: 5 469 a 20 °C
3. El volumen atómico debe estar comprendido entre el del Si (13) y el del Sn (16), pero no debe exceder mucho de 13.	3. Volumen atómico: 13.1
4. Alto punto de fusión.	4. Punto de fusión: 958 °C
5. Se obtendrá de k_2 EsF_6	5. Se obtiene de k_2 GeF_6
6. Poco soluble en HCl	6. No se disuelve en HCI
7. Formará EsO_2	7. Forma un óxido (GeO_2)
8. Densidad de EsO_2 = 4.7 g/cm^3	8. Densidad de GeO_2= 4.70 g/cm^3

Propiedades predichas por Mendeléiev para el eka-silicio.

El descubrimiento del **galio** (del latín *gallium*, Francia) en 1875 por **Lecoq de Boisbaudran**; del escandio (de Escandinavia), por J. L. **Nilson** en 1879, y del **germanio** (de Germania), en 1886 (que poseen propiedades semejantes a las que predijo Mendeléiev) y el de los **gases inertes**, que tienen pesos atómicos entre los de los halógenos y los metales alcalinos, confirmó la validez de la tabla de Mendeléiev.

A pesar de sus ventajas, esta tabla tiene algunas limitaciones, por ejemplo:

- El orden de los elementos, de acuerdo con sus pesos atómicos, se invirtió en algunos casos con el fin de permitir su colocación en los grupos apropiados. Así, el **yodo** (I = 127) se colocó después del **telurio** (Te = 128); el **potasio** (K = 39), después del **argón** (Ar = 40), y el **níquel** (Ni = 58), después del **cobalto** (Co = 59).
- No se ofrece ningún lugar para los isótopos (átomos del mismo elemento con masa diferente) en los diferentes grupos.

- Aunque los elementos adyacentes se colocan en grupos contiguos, el grupo VIII incluye tres elementos consecutivos, hierro, cobalto y níquel, en el cuarto periodo; rutenio, rodio y paladio en el sexto y osmio, iridio y platino, en el décimo periodo.
- No obstante que el número de grupo indica el estado de valencia máximo de los elementos (salvo para el rutenio y el osmio), ninguno de los otros elementos del grupo VIII muestra una valencia de ocho. Es más, tal valencia no puede explicarse con base en la ganancia, pérdida y compartición de electrones durante la formación de enlaces.

La siguiente tabla nos muestra que las predicciones de Mendeléiev estaban bastante correctas. A continuación se muestra el arreglo de los elementos hecho por Mendeléiev como se publicó en 1869.

La ley periódica de Mendeléiev establecía que las propiedades de los elementos **son una función periódica de sus masas o pesos atómicos crecientes**.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104.4	Pt = 197.4
			Fe = 56	Ru = 104.4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pt = 106.6	OS = 199
H = 1			Cu = 63.4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9.4	Mg = 24	Zn = 65.2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27.4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210
	O = 16	S = 32	Sc = 79.4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35.5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85.4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 37.4	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 95		
		? = 60	Di = 95		
		?In = 75.6	Th = 118?		

Tabla de Mendeléiev (1869).

Evaluación formativa

Elige la opción que consideres correcta y colócala en el paréntesis.

( ) Dio a conocer que las propiedades de los elementos eran función periódica de sus pesos atómicos.

a) Newlands y Dobereiner

b) Mendeléiev y Meyer

c) Lavoisier

d) Moseley

Tabla periódica moderna

Como se mencionó en párrafos anteriores, había algunos problemas con la tabla de Mendeléiev, por lo que tendrían que pasar 50 años para que se diera un paso fundamental en la clasificación de los elementos: la asignación de un número esencial a cada uno, denominado número atómico.

En 1911, el físico inglés C. G. **Barkia** (premio Nobel de Física) descubrió que cuando los rayos X se dispersaban al atravesar un metal, dichos rayos refractados tenían un intenso poder de penetración que dependía de la naturaleza del metal. En otras palabras, cada elemento daba lugar a una serie de rayos X característicos.

Basándose en estos estudios, el físico inglés Henry G. **Moseley** (1887-1915), usando un espectrómetro de rayos X obtuvo los espectros de 38 elementos diferentes. En ellos identifican líneas pertenecientes a las series K.

Con el descubrimiento de los rayos X, **Moseley** demostró que en el núcleo se encuentran las cargas positivas (protones), que constan de números enteros que coinciden con su número atómico. Por tanto, se puede enunciar la **ley periódica** de la siguiente manera:

Las propiedades de los elementos y de sus compuestos son una función periódica del núcleo atómico.

Si se sigue la secuencia en el incremento del número atómico, la inversión en el orden de los elementos yodo-telurio, potasio-argón, níquel-cobalto en la tabla de Mendeléiev es totalmente innecesaria. Los números atómicos de los elementos en controversia son: Ar = 18, K = 19, Co = 27, Ni = 28, Te = 52 y I = 53.

Por primera vez fue posible predecir el número de elementos que faltaban por descubrir. En 1913, los números atómicos del 1 al 92 estaban ocupados por elementos conocidos, excepto los números: 43, 61, 72, 75, 85, 87 y 91. En 1917 se descubrió el de número atómico 91 (protactinio), en 1923 el de número 72 (hafnio) y en 1925, el 75 (renio). Hacia los años treinta se registraron los cuatro restantes: 43 (tecnecio), 61 (prometio), 85 (astato) y 87 (francio).

El número atómico siempre se expresa en números enteros, mientras que los valores del peso atómico no.

Una nueva expresión de la ley periódica surgió cuando el físico danés **Niels Bohr** (premio Nobel de Física en 1922) propuso un sistema de clasificación basado en la distribución de los electrones (configuración electrónica) en los elementos, de acuerdo con su modelo atómico. La relación entre el comportamiento químico y la estructura atómica se integran de manera sorprendente en esta clasificación.

Evaluación formativa

(   ) Los elementos en la clasificación periódica se agrupan en orden creciente de su:

a) Masa atómica *b*) Masa molecular

c) Número atómico *d*) Peso atómico

Ubicación y clasificación de los elementos

El número atómico de un elemento químico nos indica el número de protones contenidos en el núcleo, que es igual al número de electrones girando alrededor del mismo. Por tanto, la tabla periódica moderna permite agruparlos de acuerdo con su configuración electrónica.

Elemento		Configuración electrónica		
Simbolo	**No. atómico (Z)**	**Forma A**	**Forma B**	**Forma C**
H	**1**	1s ↑ 2s 2p	$1s^1$	
He	**2**	↑↓	$1s^2$	[He]
Li	**3**	↑↓ ↑	$1s^22s^1$	$[He]2s^1$
Be	**4**	↑↓ ↑↓	$1s^22s^2$	$[He]2s^2$
B	**5**	↑↓ ↑↓ ↑	$1s^22s^22p^1$	$[He]2s^22p^1$
C	**6**	↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^22s^22p^2$	$[He]2s^22p^2$
N	**7**	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	$1s^22s^22p^3$	$[He]2s^22p^3$
O	**8**	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^22s^22p^4$	$[He]2s^22p^4$
F	**9**	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	$1s^22s^22p^5$	$[Ne]2s^22p^5$
Ne	**10**	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^22s^22p^6$	[Ne]

Configuraciones electrónicas de los primeros 10 elementos.

Para los elementos de Z = 1 a Z = 10, se tienen las configuraciones electrónicas.

La configuración del hidrógeno (Z = 1) es $1s^1$. La del helio (Z = 2), es $1s^2$, y la del tercer elemento, litio (Z = 3), es $1s^2$ $2s^1$ (tiene dos electrones en el subnivel 1s y un electrón en el subnivel 2s). El litio es similar al hidrógeno en que sólo tiene un electrón en su subnivel externo. Por tanto, lo colocaremos en la misma columna que el hidrógeno. El próximo elemento, el berilio (Z = 4), tiene dos electrones en el subnivel 1s y dos electrones en el subnivel 2s. Por ello, podría pertenecer a la misma columna del helio. Sin embargo, los dos electrones que están en la capa exterior del helio llenan ese nivel.

Los dos electrones en el subnivel 2s del berilio, no llenan el segundo nivel, ya que también hay subnivel p. El boro (Z = 5) tiene una configuración: $1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ y encabeza una nueva columna. Le siguen el carbono, el nitrógeno, el oxígeno y el flúor.

Se hace lo mismo con los elementos de transición, los lantánidos y los actínidos. A través de un periodo se van llenando, en forma consecutiva, las subcapas s y p de los periodos 2 y 3; s, d y p en los periodos 3 y 4, y las subcapas s, d, f y p en los periodos 6 y 7. Sin embargo, es necesario enfatizar que el primer periodo contiene sólo dos elementos, el hidrógeno y el helio (como ya se mencionó), cuyas posiciones presentan problemas. El primero pertenece electrónicamente al grupo IA, pero químicamente no tiene congéneres; el segundo pertenece electrónicamente al grupo IIA, pero químicamente corresponde al grupo de los gases nobles.

Los elementos de transición tienen la característica de poseer electrones en la subcapa d. Por ejemplo, el escandio (Z = 21) tiene un electrón en 3d, el titanio (Z = 22), posee dos electrones en 3d, el vanadio (Z = 23) tres electrones, hasta llegar al zinc (Z = 30) que tiene 10 electrones. Este último completa la subcapa 3d.

Los elementos de transición interna: los lantánidos y los actínidos, se caracterizan por tener electrones en la subcapa f.

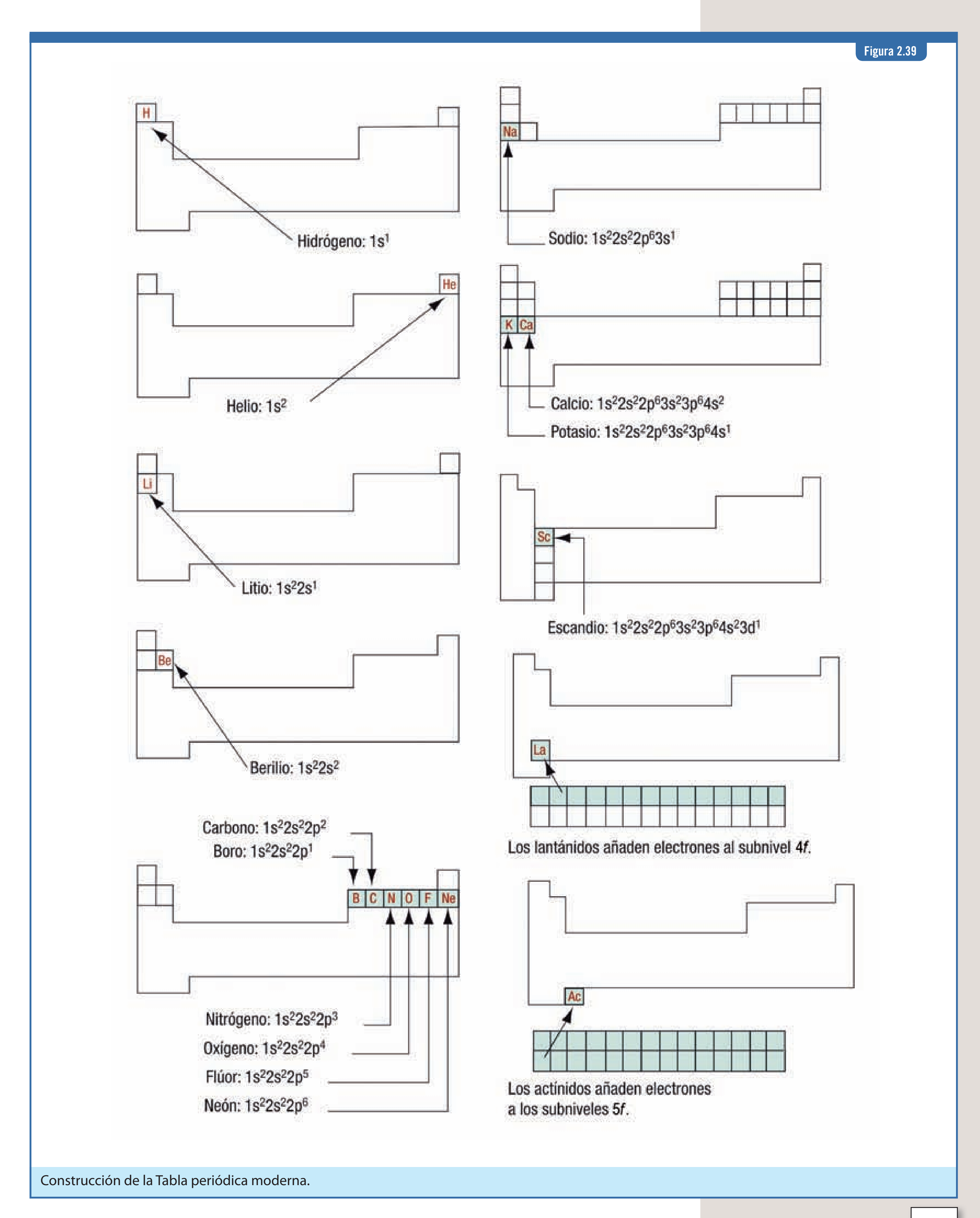
Se comprueba que el gas noble con su configuración completa cierra el periodo. Después del gas noble se inicia un nuevo periodo, empieza el llenado de otra capa. El gas neón He $2s^2\ 2p^6$ completa la capa 2 y termina el periodo 2; el elemento sodio He $3s^1$ inicia el periodo 3 y el argón Ne $3s^2\ 3p^6$ finaliza el llenado de la capa 3, y así sucesivamente. Al examinar las familias representativas, se ve que la suma del número de electrones que se acomodan en las últimas subcapas s y p concuerda con el número romano que encabeza la familia, como se muestra con las familias de los metales alcalinotérreos y los halógenos.

Familia IIA	Configuración
$_{4}Be$	He $2s^2$
$_{12}Mg$	Ne $3s^2$
$_{20}Ca$	Ar $4s^2$
$_{38}Sr$	Kr $5s^2$
$_{56}Ba$	Xe $6s^2$
$_{88}Ra$	Ra $7s^2$

Familia IIA	Configuración
$_{9}F$	He $2s^2\ 2p^5$
$_{17}Cl$	Ne $3s^2\ 3p^5$
$_{35}Br$	Ar $3d^{10}4s^2 4p^5$
$_{53}I$	Kr $4d^{10}5s^2 5p^5$
$_{85}At$	Xe $4f^{14}5d^{10}6s^2 6p^5$

Familia de los metales alcalinotérreos y halógenos.

Figura 2.39



Construcción de la Tabla periódica moderna.

Figura 2.40

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

SIMBOLOGÍA

- **Li** SÓLIDO
- **H** GAS
- **Br** LÍQUIDO
- **Tc** PREPARADO SINTÉTICAMENTE

MASA ATÓMICA · NÚM. ATÓMICO · SÍMBOLO · NOMBRE · LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN MÁS COMUNES · ÚLTIMAS CAPAS Y CAPA DE VALENCIA
(Ejemplo: 1 · 1.00794 · ✻0, ±1 · H · Hidrógeno · $1s^1$)

Las masas atómicas entre paréntesis indican los isótopos más estables o mejor conocidos

METÁLICO · NO METÁLICO · PREDOMINANTEMENTE METÁLICO · PREDOMINANTEMENTE NO METÁLICO · ANFÓTERO · NO IDENTIFICADO

METAL · METAL DE TRANSICIÓN · METALOIDE · NO METAL · GASES NOBLES

PERIODOS · NIVELES DE ENERGÍA · CONFIGURACIÓN DE ELECTRONES

Grupos METALES LIGEROS (ELEMENTOS *s*): 1 METALES ALCALINOS; 2 METALES ALCALINO TÉRREOS

Grupos METALES DE TRANSICIÓN (ELEMENTOS *d*): 3–12 (FRÁGILES; DÚCTILES; PUNTO DE FUSIÓN BAJO)

Grupos NO METALES (ELEMENTOS *p*): 13–17

GASES NOBLES (ELEMENTOS *p*): 18

METALES DE TRANSICIÓN INTERNA (ELEMENTOS *f*): Lantánidos (periodo 6), Actínidos (periodo 7)

Núm. atómico	Símbolo	Nombre	Masa atómica	Números de oxidación	Configuración de electrones (capas)	Últimas capas
1	H	Hidrógeno	1.00794	±1	1	$1s^1$
2	He	Helio	4.002602	0	2	$1s^2$
3	Li	Litio	6.941	1	2, 1	$2s^1$
4	Be	Berilio	9.012182	2	2, 2	$2s^2$
5	B	Boro	10.811	−3,+3	2, 3	$2s^2 2p^1$
6	C	Carbono	12.0107	2,±4	2, 4	$2s^2 2p^2$
7	N	Nitrógeno	14.00674	±1,±2,±3,4,5	2, 5	$2s^2 2p^3$
8	O	Oxígeno	15.9994	±2,−1	2, 6	$2s^2 2p^4$
9	F	Flúor	18.998403	−1	2, 7	$2s^2 2p^5$
10	Ne	Neón	20.1797	0	2, 8	$2s^2 2p^6$
11	Na	Sodio	22.98977	1	2, 8, 1	$3s^1$
12	Mg	Magnesio	24.305	2	2, 8, 2	$3s^2$
13	Al	Aluminio	26.98154	3	2, 8, 3	$3s^2 3p^1$
14	Si	Silicio	28.0855	2,±4	2, 8, 4	$3s^2 3p^2$
15	P	Fósforo	30.97376	±3,5	2, 8, 5	$3s^2 3p^3$
16	S	Azufre	32.066	±1,±2,4,6	2, 8, 6	$3s^2 3p^4$
17	Cl	Cloro	35.4527	±1,3,4,5,7	2, 8, 7	$3s^2 3p^5$
18	Ar	Argón	39.948	0	2, 8, 8	$3s^2 3p^6$
19	K	Potasio	39.0983	1	2, 8, 8, 1	$4s^1$
20	Ca	Calcio	40.078	2	2, 8, 8, 2	$4s^2$
21	Sc	Escandio	44.95591	3	2, 8, 9, 2	$3d^1 4s^2$
22	Ti	Titanio	47.867	2,3,4	2, 8, 10, 2	$3d^2 4s^2$
23	V	Vanadio	50.9415	2,3,4,5	2, 8, 11, 2	$3d^3 4s^2$
24	Cr	Cromo	51.9961	2,3,4,5,6	2, 8, 13, 1	$3d^5 4s^1$
25	Mn	Manganeso	54.93804	2,3,4,5,6,7	2, 8, 13, 2	$3d^5 4s^2$
26	Fe	Hierro	55.845	2,3,4	2, 8, 14, 2	$3d^6 4s^2$
27	Co	Cobalto	58.9332	2,3,4	2, 8, 15, 2	$3d^7 4s^2$
28	Ni	Níquel	58.6934	2,3,4	2, 8, 16, 2	$3d^8 4s^2$
29	Cu	Cobre	63.546	1,2,3	2, 8, 18, 1	$3d^{10} 4s^1$
30	Zn	Zinc	65.39	2	2, 8, 18, 2	$3d^{10} 4s^2$
31	Ga	Galio	69.723	1,3	2, 8, 18, 3	$3d^{10} 4s^2 4p^1$
32	Ge	Germanio	72.61	2,4	2, 8, 18, 4	$3d^{10} 4s^2 4p^2$
33	As	Arsénico	74.9216	±3,5	2, 8, 18, 5	$3d^{10} 4s^2 4p^3$
34	Se	Selenio	78.96	±2,4,6	2, 8, 18, 6	$3d^{10} 4s^2 4p^4$
35	Br	Bromo	79.904	±1,3,4,5	2, 8, 18, 7	$3d^{10} 4s^2 4p^5$
36	Kr	Criptón	83.80	0,2	2, 8, 18, 8	$3d^{10} 4s^2 4p^6$
37	Rb	Rubidio	85.4678	1	2, 8, 18, 8, 1	$5s^1$
38	Sr	Estroncio	87.62	2	2, 8, 18, 8, 2	$5s^2$
39	Y	Itrio	88.90585	3	2, 8, 18, 9, 2	$4d^1 5s^2$
40	Zr	Zirconio	91.224	2,3,4	2, 8, 18, 10, 2	$4d^2 5s^2$
41	Nb	Niobio	92.90638	2,3,4,5	2, 8, 18, 12, 1	$4d^4 5s^1$
42	Mo	Molibdeno	95.94	2,3,4,5,6	2, 8, 18, 13, 1	$4d^5 5s^1$
43	Tc★	Tecnecio	(98)	4,5,6,7	2, 8, 18, 14, 1	$4d^5 5s^2$
44	Ru	Rutenio	101.07	2,3,4,5,6,8	2, 8, 18, 15, 1	$4d^7 5s^1$
45	Rh	Rodio	102.9055	2,3,4,5,6	2, 8, 18, 16, 1	$4d^8 5s^1$
46	Pd	Paladio	106.42	2,4	2, 8, 18, 18, 0	$4d^{10}$
47	Ag	Plata	107.8682	1,2	2, 8, 18, 18, 1	$4d^{10} 5s^1$
48	Cd	Cadmio	112.411	2	2, 8, 18, 18, 2	$4d^{10} 5s^2$
49	In	Indio	114.818	1,3	2, 8, 18, 18, 3	$4d^{10} 5s^2 5p^1$
50	Sn	Estaño	118.71	2,4	2, 8, 18, 18, 4	$4d^{10} 5s^2 5p^2$
51	Sb	Antimonio	121.76	±3,4,5	2, 8, 18, 18, 5	$4d^{10} 5s^2 5p^3$
52	Te	Telurio	127.60	1,±2,4,6	2, 8, 18, 18, 6	$4d^{10} 5s^2 5p^4$
53	I	Yodo	126.9045	±1,3,4,5,7	2, 8, 18, 18, 7	$4d^{10} 5s^2 5p^5$
54	Xe	Xenón	131.29	0,2,4,6,8	2, 8, 18, 18, 8	$4d^{10} 5s^2 5p^6$
55	Cs	Cesio	132.9054	1	2, 8, 18, 18, 8, 1	$6s^1$
56	Ba	Bario	137.327	2	2, 8, 18, 18, 8, 2	$6s^2$
57	La	Lantano	138.9055	3	2, 8, 18, 18, 9, 2	$5d^1 6s^2$
58	Ce	Cerio	140.116	2,3,4	2, 8, 18, 20, 8, 2	$4f^1 5d^1 6s^2$
59	Pr	Praseodimio	140.9076	2,3,4	2, 8, 18, 21, 8, 2	$4f^3 6s^2$
60	Nd	Neodimio	144.24	2,3,4	2, 8, 18, 22, 8, 2	$4f^4 6s^2$
61	Pm★	Prometio	(145)	3	2, 8, 18, 23, 8, 2	$4f^5 6s^2$
62	Sm	Samario	150.36	2,3	2, 8, 18, 24, 8, 2	$4f^6 6s^2$
63	Eu	Europio	151.964	2,3	2, 8, 18, 25, 8, 2	$4f^7 6s^2$
64	Gd	Gadolinio	157.25	2,3	2, 8, 18, 25, 9, 2	$4f^7 5d^1 6s^2$
65	Tb	Terbio	158.9253	3,4	2, 8, 18, 27, 8, 2	$4f^9 6s^2$
66	Dy	Disprosio	162.50	2,3,4	2, 8, 18, 28, 8, 2	$4f^{10} 6s^2$
67	Ho	Holmio	164.9303	3	2, 8, 18, 29, 8, 2	$4f^{11} 6s^2$
68	Er	Erbio	167.26	3	2, 8, 18, 30, 8, 2	$4f^{12} 6s^2$
69	Tm	Tulio	168.9342	2,3	2, 8, 18, 31, 8, 2	$4f^{13} 6s^2$
70	Yb	Iterbio	173.04	2,3	2, 8, 18, 32, 8, 2	$4f^{14} 6s^2$
71	Lu	Lutecio	174.967	3	2, 8, 18, 32, 9, 2	$4f^{14} 5d^1 6s^2$
72	Hf	Hafnio	178.49	4	2, 8, 18, 32, 10, 2	$4f^{14} 5d^2 6s^2$
73	Ta	Tantalio	180.9479	3,4,5	2, 8, 18, 32, 11, 2	$4f^{14} 5d^3 6s^2$
74	W	Tungsteno	183.84	2,3,4,5,6	2, 8, 18, 32, 12, 2	$4f^{14} 5d^4 6s^2$
75	Re	Renio	186.207	2,3,4,5,6,7	2, 8, 18, 32, 13, 2	$4f^{14} 5d^5 6s^2$
76	Os	Osmio	190.23	2,3,4,5,6,7,8	2, 8, 18, 32, 14, 2	$4f^{14} 5d^6 6s^2$
77	Ir	Iridio	192.217	2,3,4,6	2, 8, 18, 32, 15, 2	$4f^{14} 5d^7 6s^2$
78	Pt	Platino	195.078	2,4,5,6	2, 8, 18, 32, 17, 1	$4f^{14} 5d^9 6s^1$
79	Au	Oro	196.9665	1,3	2, 8, 18, 32, 18, 1	$4f^{14} 5d^{10} 6s^1$
80	Hg	Mercurio	200.59	1,2	2, 8, 18, 32, 18, 2	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2$
81	Tl	Talio	204.3833	1,3	2, 8, 18, 32, 18, 3	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$
82	Pb	Plomo	207.21	2,4	2, 8, 18, 32, 18, 4	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$
83	Bi	Bismuto	208.98038	2,±3,5	2, 8, 18, 32, 18, 5	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$
84	Po★	Polonio	(209)	±2,4,6	2, 8, 18, 32, 18, 6	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$
85	At★	Ástato	(210)	±1,3,5,7	2, 8, 18, 32, 18, 7	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$
86	Rn★	Radón	(222)	0,2	2, 8, 18, 32, 18, 8	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$
87	Fr★	Francio	(223)	1	2, 8, 18, 32, 18, 8, 1	$7s^1$
88	Ra★	Radio	(226)	2	2, 8, 18, 32, 18, 8, 2	$7s^2$
89	Ac★	Actinio	(227)	2,3	2, 8, 18, 32, 18, 9, 2	$6d^1 7s^2$
90	Th★	Torio	232.0381	2,3,4	2, 8, 18, 32, 18, 10, 2	$6d^2 7s^2$
91	Pa	Protactinio	231.03588	3,4,5	2, 8, 18, 32, 20, 9, 2	$5f^2 6d^1 7s^2$
92	U	Uranio	238.0289	3,4,5,6	2, 8, 18, 32, 21, 9, 2	$5f^3 6d^1 7s^2$
93	Np★	Neptunio	(237)	2,3,4,5,6	2, 8, 18, 32, 22, 9, 2	$5f^4 6d^1 7s^2$
94	Pu★	Plutonio	(244)	2,3,4,5,6,7	2, 8, 18, 32, 24, 8, 2	$5f^6 7s^2$
95	Am★	Americio	(243)	2,3,4,5,6	2, 8, 18, 32, 25, 8, 2	$5f^7 7s^2$
96	Cm★	Curio	(247)	2,3,4	2, 8, 18, 32, 25, 9, 2	$5f^7 6d^1 7s^2$
97	Bk★	Berquelio	(247)	2,3,4	2, 8, 18, 32, 26, 9, 2	$5f^9 7s^2$
98	Cf★	Californio	(251)	2,3,4	2, 8, 18, 32, 28, 8, 2	$5f^{10} 7s^2$
99	Es★	Einstenio	(252)	2,3	2, 8, 18, 32, 29, 8, 2	$5f^{11} 7s^2$
100	Fm★	Fermio	(257)	2,3	2, 8, 18, 32, 30, 8, 2	$5f^{12} 7s^2$
101	Md★	Mendelevio	(258)	2,3	2, 8, 18, 32, 31, 8, 2	$5f^{13} 7s^2$
102	No★	Nobelio	(259)	2,3	2, 8, 18, 32, 32, 8, 2	$5f^{14} 7s^2$
103	Lr★	Laurencio	(262)		2, 8, 18, 32, 32, 9, 2	$5f^{14} 6d^1 7s^2$
104	Rf★	Rutherfordio	(261)		2, 8, 18, 32, 32, 10, 2	$5f^{14} 6d^2 7s^2$
105	Db★	Dubnio	(262)		2, 8, 18, 32, 32, 11, 2	$5f^{14} 6d^3 7s^2$
106	Sg★	Seaborgio	(263)		2, 8, 18, 32, 32, 12, 2	$5f^{14} 6d^4 7s^2$
107	Bh★	Bohrio	(262)		2, 8, 18, 32, 32, 13, 2	$5f^{14} 6d^5 7s^2$
108	Hs★	Hassio	(265)		2, 8, 18, 32, 32, 14, 2	$5f^{14} 6d^6 7s^2$
109	Mt★	Meitnerio	(266)		2, 8, 18, 32, 32, 15, 2	$5f^{14} 6d^7 7s^2$
110	Ds★	Darmstadtio	(269)		2, 8, 18, 32, 32, 16, 2	$5f^{14} 6d^8 7s^2$
111	Uuu★	Unununio	(272)		2, 8, 18, 32, 32, 17, 2	$5f^{14} 6d^9 7s^2$
112	Uub★	Ununbio	(277)		2, 8, 18, 32, 32, 18, 2	$5f^{14} 6d^{10} 7s^2$
113	Uut	Ununtrio				
114	Uuq★	Ununquadio	(285)		2, 8, 18, 32, 32, 18, 4	$5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^2$
115	Uup	Ununpentio				
116	Uuh★	Ununhexio	(289)		2, 8, 18, 32, 32, 18, 6	$5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^4$
117	Uus	Ununseptio				
118	Uuo★	Ununoctio	(293)		2, 8, 18, 32, 32, 18, 8	$5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^6$

NOTAS:
- Los elementos 113, 115 y 117 no han sido preparados sintéticamente, pero lo serán en el futuro. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada no ha adoptado nombres ni símbolos oficiales para los elementos 111, 112, 114, 116 y 118. Sus nombres provisionales empleados en esta tabla están bien sistematizados.
- Los números rojos de la configuración de electrones muestran el nivel donde, de acuerdo al principio Aufbau, entran los electrones que modifican progresivamente el número atómico.

NOTAS:
- Los elementos transuránicos forman parte de la serie del actinio.

✻ Todos los elementos tienen el número de oxidación de cero cuando se encuentran en estado basal. Se omite en la tabla por razones de espacio.

★ Elementos que presentan propiedades radiactivas, o sea de los cuales sólo se conocen isótopos inestables.

Tabla Periódica moderna de los elementos químicos.

Figura 2.41

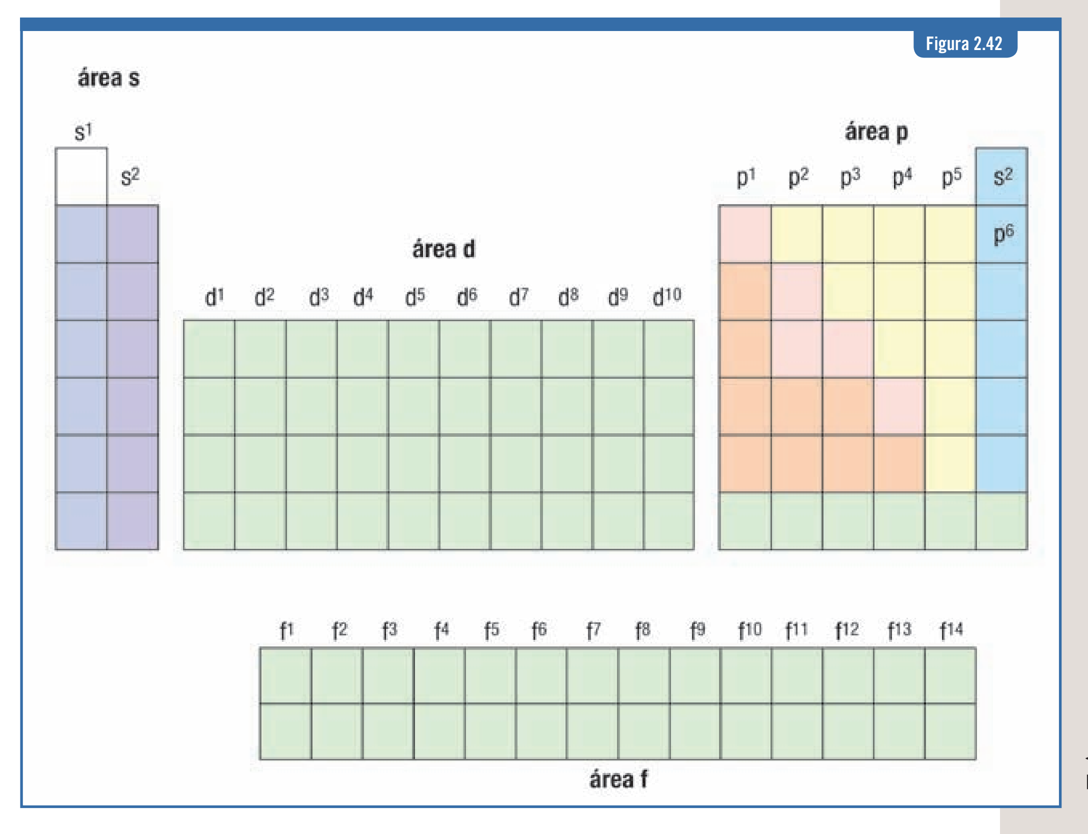
Bloque del subnivel s — Elementos de transición, Bloque del subnivel d — Bloque del subnivel p

Periodo	Subniveles que se van llenando	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1s	H 1																	He 2
2	2s2p	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	3s3p	Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	4s3d4p	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5	5s4d5p	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Ph 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6	6s4f5d6p	Cs 55	Ba 56	Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
7	7s5f6d7p	Fr 87	Ra 88	Lr 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds (110)	Uuu (111)	Uub (112)	Uut (113)	Uuq (114)	Uup (115)	Uuh (116)	Uus (117)	Uuo (118)

Tierras raras
Bloque del subnivel f

Periodo	Subniveles	Serie														
6	4f	Serie de los lantánidos	La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70
7	5f	Serie de los actínidos	Ag 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102

▲ Tabla periódica de los elementos representativos y de transición.



◄ Áreas o bloques de la Tabla periódica moderna.

Figura 2.43

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H 1																	He 2
Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Ph 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
Cs 55	Ba 56	Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
Fr 87	Ra 88	Lr 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds (110)	Uuu (111)	Uub (112)	Uut (113)	Uuq (114)	Uup (115)	Uuh (116)	Uus (117)	Uuo (118)

La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70
Ag 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102

▲ Tabla periódica moderna. Los números atómicos de los elementos por descubrir están encerrados entre paréntesis.

La configuración de las familias se representa, en forma general:

Familia		Configuración externa
IA	(1)	ns^1
IIA	(2)	ns^2
IIIA	(13)	$ns^2\ np^1$
IVA	(14)	$ns^2\ np^2$
VA	(15)	$ns^2\ np^3$
VIA	(16)	$ns^2\ np^4$
VIIA	(17)	$ns^2\ np^5$
VIII u O	(18)	$ns^2\ np^6$

Representación de la configuración externa de las familias.

De acuerdo con el modelo de Bohr, los elementos son de tres tipos principales:

- Elementos representativos, en los que se llenan las subcapas s y p.
- Elementos de transición con electrones en las subcapas d.
- Lantánidos y actínidos que poseen electrones en las subcapas f.

Este criterio da lugar al diagrama de bloques en el que se muestran los orbitales que se llenan en una forma simplificada.

Lo más importante de cualquier instrumento científico es la utilidad que proporciona; así, en el caso de la tabla periódica, lo más importante es saber utilizarla. Por ejemplo, en el sodio Z = 11, Na = Ne $3s^1$, nos indica que está colocado en el periodo 3, grupo IA. El potasio tendrá su configuración externa en $4s^1$, porque está colocado abajo del sodio. Este mismo procedimiento puede utilizarse para los grupos IIIA hasta el VIIIA, que varían desde p^1 hasta p^6. Para los grupos desde el IIIB (3) hasta el IIB (12), las terminaciones van desde d^1 hasta el d^{10}, precedidas por un coeficiente que es uno menos que el número del periodo. Hay que recordar que para los elementos de transición, el subnivel de siempre está precedido por un subnivel s, cuyo número cuántico principal es mayor por uno. Para los lantánidos, las terminaciones van desde f^1 hasta f^{14}, precedidas por un coeficiente que es dos menos que el número del periodo.

Evaluación formativa

Elige la opción correcta y colócala en el paréntesis.

( ) Los elementos de una familia tienen propiedades químicas semejantes, y en general el número del grupo nos da a conocer el número de electrones que el elemento posee en su último nivel; éstos se conocen con el nombre de:

a) Isótopos

b) Niveles de energía

c) Periodo químico

d) Electrones de valencia

( ) Los elementos del grupo IA se caracterizan por tener en su último nivel:

a) 7 electrones *b*) 1 electrón *c*) 2 electrones *d*) 8 electrones

( ) La siguiente configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ corresponde a un elemento que pertenece al grupo y periodo:

a) IV A, 6 b) IIA, 3 c) IIB, 8 d) VIA, 6

( ) La tabla periódica en su forma actual ha sido dividida en:

a) 4 regiones o bloques s, p, d, f

b) 7 regiones o bloques J, K, L, M, N, O, P

c) 3 regiones o bloques s, p, d

d) 2 regiones o bloques s, p

Grupo, periodo y bloque, aplicados a los elementos químicos

Hasta el año de 1990 se conocían 109 elementos; de éstos, cerca de 90 se encontraron en la naturaleza; el resto, incluyendo aquéllos con número atómico mayor a 92, se han obtenido por medio de reacciones nucleares.

En el sistema periódico los elementos están distribuidos en **series horizontales** llamadas **periodos**, y en **columnas** llamadas grupos. A medida que se avanza a lo largo de un periodo, las propiedades de los elementos varían de una manera regular. La palabra periodo, en griego, significa camino circular, que después de recorrerlo se regresa al punto de partida. Un fenómeno es periódico cuando reaparece a intervalos definidos de tiempo o de espacio. La tabla consta de siete periodos.

A los **grupos** se les ha conocido tradicionalmente como **familias** debido a la similitud en las propiedades químicas que presentan los integrantes de cada una de ellas. Una de las formas más conocida es aquella en la que los grupos se dividen en A y B; existen ocho grupos A y ocho B. El subgrupo VIII B está formado por tríadas de elementos que se caracterizan por poseer propiedades muy parecidas y pesos atómicos muy próximos.

Sin embargo, existen otras presentaciones actuales en las que las clasificaciones A y B desaparecen, y a los grupos se les asigna un número secuencial del 1 al 18.

A las familias que pertenecen a la letra A, junto con el 0, se les conoce como **elementos representativos**, o sea el 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18 en esta última consideración.

Los elementos colocados bajo la letra B, en el centro de la tabla, se llaman **de transición** y corresponden al 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12. Las dos filas que se encuentran en la parte inferior de la tabla se denominan **elementos de transición interna**, y cada serie horizontal recibe el nombre del elemento al que sigue en el cuerpo principal de la tabla.

Los 14 elementos del sexto periodo (Ce, Z = 58 al Lu, Z = 71) se les llama **lantánidos**, por el nombre del primer elemento de la serie, el lantano (La, Z = 57). Los elementos del séptimo periodo (del 90 al 103) se denominan **actínidos** porque siguen al actinio (Ac, Z = 89).

Al grupo IA, del litio en adelante, se le llama de los **metales alcalinos**. Al IIA se le denomina de los metales alcalinotérreos. A la derecha de la tabla se encuentra el grupo VIIA; los elementos pertenecientes a éste se denominan halógenos (formadores de sales). El llamado grupo 0, ahora 18, es el que comprende a los **gases nobles**, que en un tiempo se consideraron gases inertes, característica que dejó de atribuírseles cuando, en 1962, el químico anglocanadiense **N. Bartlett** asombró al mundo de la química al lograr que reaccionara el xenón (Xe) y formara el flúor platinato de xenón, primer compuesto de un gas inerte.

A la familia VIA se le llama de los calcógenos. Los **grupos IIIA, IVA y VA no tienen nombres especiales**, por lo que a veces se les asigna por los elementos que inician la serie, así tenemos:

- Grupo IIIA = familia del boro-aluminio
- Grupo IVA = familia del carbono
- Grupo VA = familia del nitrógeno

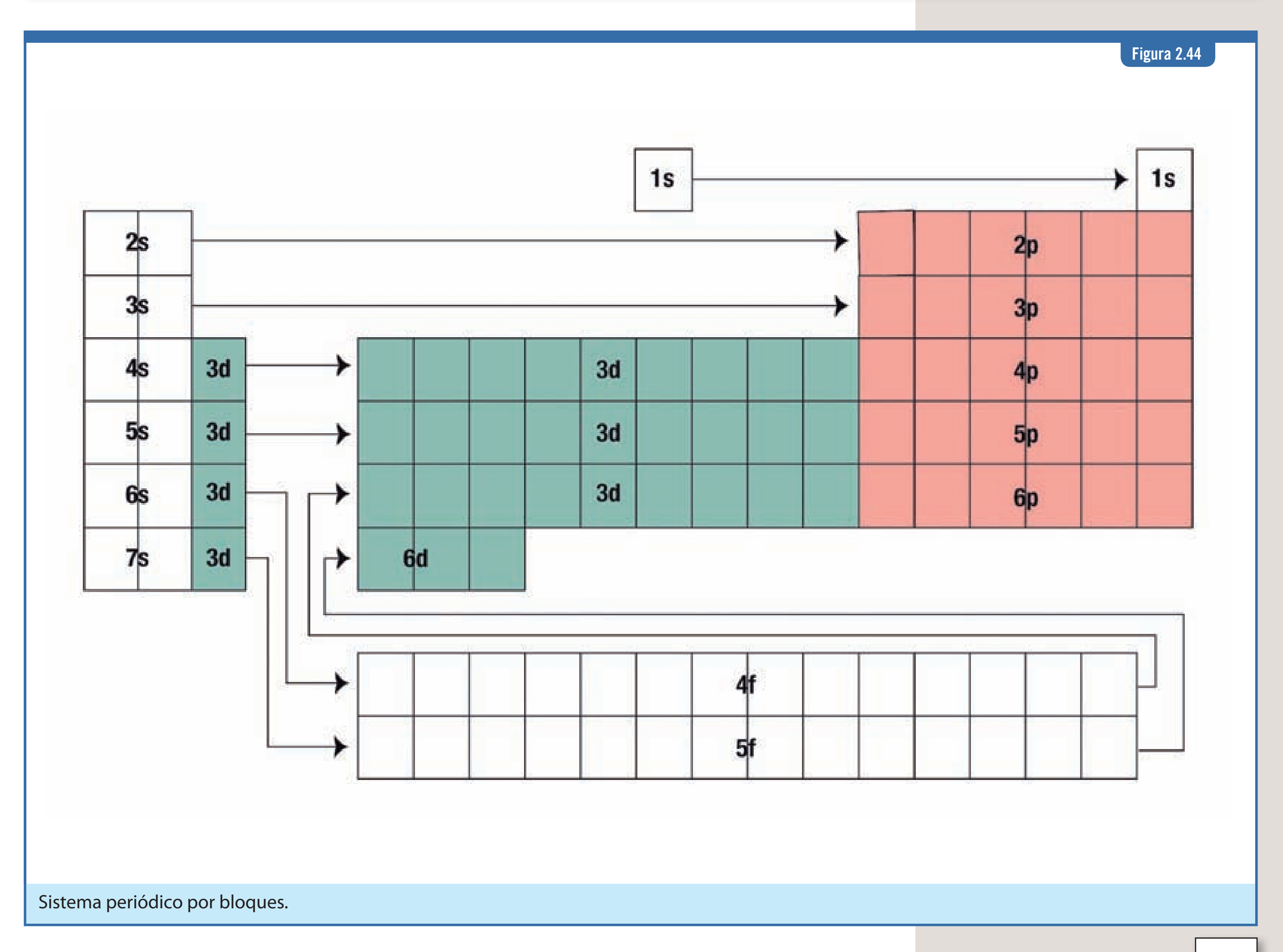
Se ha presentado una controversia con base en el argumento de que las tablas periódicas difieren en la designación de las familias por las letras A y B. A través de la historia, estas letras se han utilizado en forma opuesta para designar a las columnas. En América se usa la A para designar a los elementos representativos y la letra B para los elementos de transición. En Europa se utiliza la letra B para señalar a los elementos representativos, y los de transición se agrupan con la letra A.

Para eliminar esta confusión, en noviembre de 1983 y posteriormente en 1987, el Comité de Nomenclatura de la American Chemical Society (ACS) aprobó el formato final que aparece a continuación:

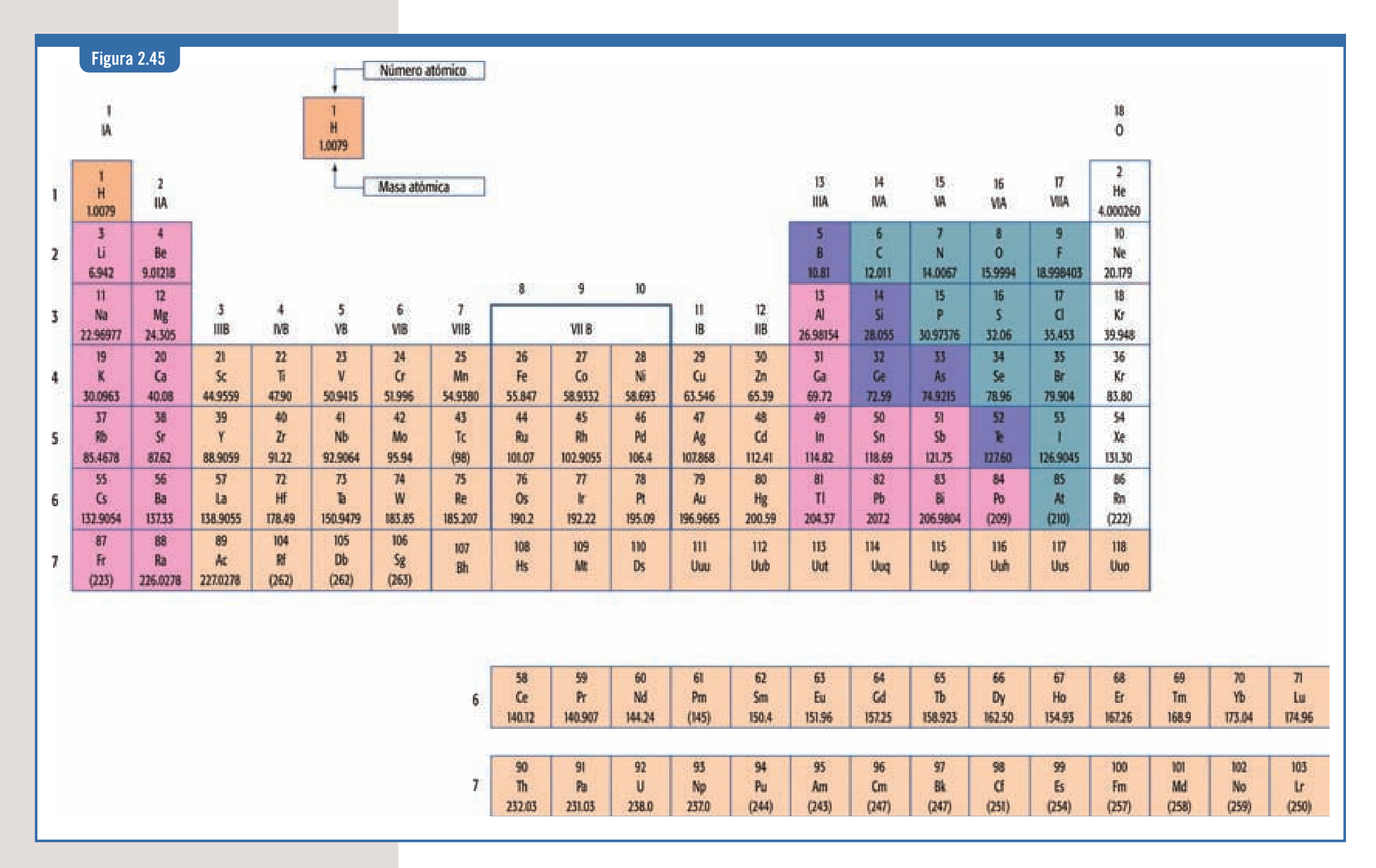
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	TL	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
				La	Ce	Pn	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
				Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Tabla periódica recomendado por la American Chemical Society (ACS).

Figura 2.44



Sistema periódico por bloques.



▲ Tabla periódica larga con las dos denominaciones para los grupos: con las letras A y B; con la numeración del 1 al 18.

Evaluación formativa

Escribe en el paréntesis de la izquierda la letra correspondiente a la respuesta correcta.

( ) Los elementos que pertenecen a la misma familia de la tabla periódica presentan el mismo número de:

a) Electrones

b) Niveles ocupados por los electrones

c) Electrones en el último nivel

d) Protones

( ) Los elementos que forman una familia tienen propiedades semejantes porque presentan el mismo número de:

a) Electrones

b) Electrones en el último nivel

c) Atómico

d) Niveles

( ) El número de elementos que forman el periodo seis de la clasificación periódica son:

a) 8 *b*) 18 *c*) 10 *d*) 32

Actividad de aprendizaje

Completa el siguiente cuadro con los datos que se te piden, utilizando la tabla periódica de los elementos.

Elemento	Símbolo	Masa atómica (aproximada)	Masa de un mol o masa molar	Número de moles
Nitrógeno				
Titanio				
Potasio				
Plata				
Plomo				
Selenio				

Actividad de aprendizaje

Analiza la tabla de Mendeléiev y contesta lo que se te pide.

Grupos	1a	1b	2a	2b	3a	3b	4a	4b	5a	5b	6a	6b	7a	7b	8a	8b
Periodo 1	H														XXX	
Periodo 2	Li		Be		B		C		N		O		F		XXX	
Periodo 3	Na		Mg		Al		Si		P		S		Cl		XXX	
Periodo 4	K	Al	Ca			XXX		Ti		V		Cr		Mn		
Periodo 4		Cu		Zn	XXX		XXX		As		Se		Br		XXX	
Periodo 5	Rb		Sr			XXX		Zr		Nb		Mo		XXX		
Periodo 5		Ag		Cd	XXX		Sn		Sb		Te		I		XXX	
Periodo 6	Cs		Ba			XXX		Hf		Ta		W		Re		
Periodo 6		Au		Hg	Tl		Pb		Bi		XXX		XXX		XXX	
Periodo 7			XXX		XXX		Th		XXX		XXX					

¿En qué grupo se localizan los elementos de la familia del nitrógeno? ____________________

¿En qué periodo se localiza el hierro? ____

Escribe los nombres de los elementos del periodo 2: ______________________________

____

Los **casilleros sombreados** (XXX) los dejó vacíos Mendeléiev porque no se conocían en su época. Investiga cuáles elementos son y anota su nombre y símbolo:

(Continúa)

Actividad de aprendizaje

(Continuación)

_______________ _______________ _______________ _______________

_______________ _______________ _______________ _______________

_______________ _______________ _______________ _______________

_______________ _______________ _______________ _______________

_______________ _______________ _______________ _______________

¿Cuál es la importancia de la tabla de Mendeléiev? ______________________________

____

____

____

____

Propiedades periódicas (electronegatividad, energía de ionización, afinidad electrónica, radio y volumen atómico) y su variación en la tabla periódica

Una vez determinado el número atómico de la mayoría de los elementos, el siguiente paso fue buscar las correlaciones entre las tendencias de las propiedades observadas y las estructuras electrónicas. El estudio de estas relaciones es un aspecto muy interesante de la química.

Como ya se ha mencionado en párrafos anteriores, las propiedades físicas y químicas de los elementos son una manifestación de la ley periódica. Propiedades físicas como: aspecto metálico, conductividad térmica, conductividad eléctrica, volumen atómico, densidad, punto de fusión, punto de ebullición y dureza, entre otras, y químicas como las relaciones estequiométricas en los óxidos (compuestos con oxígeno), hidruros (compuestos con hidrógeno) y de los cloruros (compuestos con cloro) muestran variaciones periódicas.

A continuación se describen brevemente algunas de las propiedades periódicas de los elementos.

Electronegatividad

La electronegatividad de un elemento es la tendencia de un átomo para atraer electrones hacia él, cuando está combinado químicamente con otro elemento. En otras palabras: es una medida relativa del poder para atraer electrones de un átomo que forma parte de un enlace químico. Las electronegatividades se han calculado para cada elemento y se expresan en unidades arbitrarias, tomando como base la escala de electronegatividades de **Pauling** (en honor de Linus C. Pauling, que la estableció). Esta escala está basada en un cierto número de factores, incluyendo la afinidad electrónica y el potencial de ionización de los átomos. Las electronegatividades dispuestas en la forma de la tabla periódica se muestran a continuación.

En un *grupo* la electronegatividad *aumenta de abajo hacia arriba*, y en un periodo, *aumenta de izquierda a derecha*. Así, el elemento más electronegativo es el flúor (4.0), le sigue el oxígeno (3.5), luego el cloro (3.0), etcétera. El elemento más electropositivo es el francio, con 0.7 pauling. Con la propiedad de electronegatividad, se puede saber si un átomo cede o gana electrones a otro átomo. El átomo del elemento más electronegativo gana electrones.

Figura 2.46

I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
2.1 H 1																	He 2
1.0 Li 3	1.5 Be 4											2.0 B 4	2.5 C 6	3.0 N 7	3.5 O 8	4.0 F 9	Ne 10
0.9 Na 11	1.2 Mg 12											1.5 Al 13	1.8 Si 14	2.1 P 15	2.5 S 16	3.0 Cl 17	Ar 18
0.8 K 19	1.0 Ca 20	1.3 Sc 21	1.5 Ti 22	1.6 V 23	1.6 Cr 24	1.5 Mn 25	1.8 Fe 26	1.8 Co 27	1.8 Ni 28	1.9 Cu 29	1.6 Zn 30	1.6 Ga 31	1.8 Ge 32	3.9 As 33	2.4 Se 34	2.8 Br 35	3.0 Kr 36
0.7 Rb 37	1.0 Sr 38	1.2 Y 39	1.4 Zr 40	1.6 Nb 41	1.8 Mo 42	1.9 Tc 43	2.2 Ru 44	2.2 Rh 45	2.2 Pd 46	1.9 Ag 47	1.7 Cd 48	1.7 In 49	1.8 Sn 50	1.9 Sb 51	2.1 Te 52	2.9 I 53	2.6 Xe 54
0.7 Cs 55	0.9 Ba 56	1.2 Lu 71	1.5 Hf 72	1.5 Ta 73	1.7 W 74	1.9 Re 75	2.2 Os 76	2.2 Ir 77	2.2 Pt 78	2.4 Au 79	1.9 Hg 80	1.8 Tl 81	1.8 Pb 82	1.9 Bi 83	2.0 Po 84	2.3 At 85	2.4 Rn 86
0.7 R 87	0.9 Ra 88	Lr 103	104	105	106	107	108	109									

1.1 La 57	1.1 Ce 58	1.1 Pr 59	1.1 Nd 60	1.1 Pm 61	1.1 Sm 62	1.1 Eu 63	1.1 Gd 64	1.1 Tb 65	1.1 Dy 66	1.1 Ho 67	1.1 Er 68	1.1 Tm 69	1.1 Yb 70
1.1 Ac 89	1.3 Th 90	1.5 Pa 91	1.7 U 92	1.3 Np 93	1.3 Pu 94	1.3 Am 95	1.3 Cm 96	1.3 Bk 97	1.3 Cf 98	1.3 Es 99	1.3 Fm 100	1.3 Md 101	1.3 No 102

Tabla periódica de electronegatividades.

Así, todos los elementos de la tabla periódica ceden electrones al oxígeno, excepto el flúor, ya que el oxígeno cede electrones al flúor. Entre el cloro y la plata, el primero gana electrones y queda con carga negativa. Pero entre el cloro y el oxígeno, el cloro pierde electrones y queda con carga positiva. Como se verá en el bloque siguiente, los valores de electronegatividad nos permiten predecir el tipo de enlace químico que puede existir entre los átomos de un compuesto.

Potencial o energía de ionización (PI)

Es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo aislado en estado gaseoso. El PI *aumenta de abajo hacia arriba en un* ***grupo*** y de *izquierda a derecha en un* ***periodo***. Los metales alcalinos son los de menor PI y los gases nobles los de mayor PI. Este PI, se mide en electrón-voltios o en Kcal por mol.

Algunos átomos tienden a perder electrones y convertirse en iones positivos, mientras que otros ganan electrones y se transforman en iones negativos.

Ejemplos:

Na^0	$\longrightarrow$	Na^{+1}	+	$1e^-$	PI = 5.16 eV
Mg^0	$\longrightarrow$	Mg^{+2}	+	$2e^-$	PI = 22.7 ev
Ne^0	$\longrightarrow$	Ne^{+1}	+	$1e^-$	PI = 21.5 eV
Al^0	$\longrightarrow$	Al^{+3}	+	$3e^-$	PI = 53.2 eV

Figura 2.47

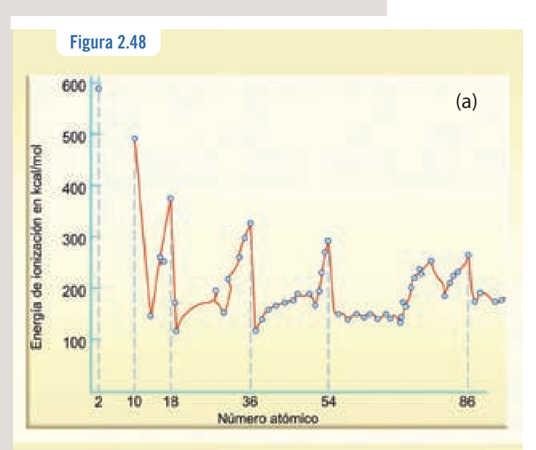
Tabla periódica que muestra la primera energía de ionización de los elementos en kilocalorías por mol.

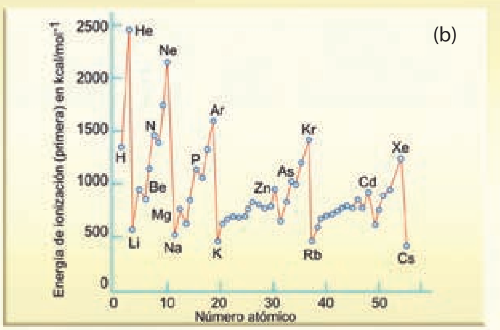
I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
314 H 1																	567 He 2
124 Li 3	215 Be 4											191 B 4	260 C 6	235 N 7	314 O 8	402 F 9	494 Ne 10
119 Na 11	176 Mg 12											138 Al 13	188 Si 14	242 P 15	239 S 16	239 Cl 17	363 Ar 18
100 K 19	141 Ca 20	151 Sc 21	157 Ti 22	155 V 23	156 Cr 24	171 Mn 25	181 Fe 26	181 Co 27	176 Ni 28	178 Cu 29	217 Zn 30	138 Ga 31	182 Ge 32	220 As 33	225 Se 34	243 Br 35	323 Kr 36
96 Rb 37	131 Sr 38	147 Y 39	158 Zr 40	123 Nb 41	164 Mo 42	168 Tc 43	170 Ru 44	172 Rh 45	191 Pd 46	175 Ag 47	207 Cd 48	133 In 49	169 Sn 50	199 Sb 51	208 Te 52	241 I 53	280 Xe 54
90 Cs 55	120 Ba 56	125 Lu 71	161 Hf 72	182 Ta 73	201 W 74	182 Re 75	201 Os 76	210 Ir 77	208 Pt 78	213 Au 79	241 Hg 80	141 Tl 81	171 Pb 82	138 Bi 83	196 Po 84	At 85	248 Rn 86
R 87	122 Ra 88	Lr 103	104	105	106	107	108	109									

129 La 57	126 Ce 58	126 Pr 59	127 Nd 60	128 Pm 61	130 Sm 62	131 Eu 63	142 Gd 64	135 Tb 65	137 Dy 66	139 Ho 67	141 Er 68	143 Tm 69	144 Yb 70
Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	134 Pu 94	138 Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102

Tabla periódica de las primeras energías de ionización.

Figura 2.48





◄ Gráfica (a) que muestra la primera energía de ionización como una función del número atómico. Gráfica (b), se observa la relativa facilidad con que los elementos alcalinos (grupo 1) se ionizan y la dificultad de los gases nobles (grupo 18) para ionizarse.

Al observar las energías de ionización de los primeros 95 elementos se encuentra que, como otras de sus propiedades, son periódicas. La energía de ionización tiende a incrementarse según aumenta el número atómico en sentido horizontal, en cada fila o periodo. En cada columna o grupo hay una disminución gradual en la energía de ionización según aumenta el número atómico; por ejemplo, la disminución gradual en la energía de ionización en los metales alcalinos, desde el litio hasta el cesio. Se observa la misma tendencia en los gases nobles, desde el helio hasta el radón.

Si observamos la tabla anterior, la energía de ionización disminuye, según se baja a través de una columna en la tabla periódica. Por ejemplo, el litio, el sodio o el potasio. El aumento en la distancia de los electrones exteriores al núcleo y el efecto de pantalla de los electrones internos, tienden a disminuir la energía de ionización. Aunque en apariencia con el incremento de la carga nuclear de un elemento con un número atómico mayor aumentaría la energía de ionización, la tendencia a disminuir es mayor.

Entre los principales factores que afectan la energía de ionización se tienen:

- La carga nuclear: a mayor carga nuclear, mayor energía de ionización.
- El efecto de pantalla: mientras mayor es el efecto de pantalla, menor es la energía de ionización.
- El radio: mientras mayor es la distancia entre el núcleo y los electrones externos del átomo, menor es la energía de ionización.
- El subnivel: un electrón en un subnivel que está lleno o a medio llenar, requiere energía adicional para ser removido.

La segunda y tercera energías de ionización de los elementos aumentan sustancialmente y habiéndose removido el primer o más lejano electrón, la carga nuclear llega a ser más efectiva, ya que la pantalla de electrones disminuye y, como resultado, los electrones restantes son atraídos con más fuerza hacia el núcleo.

Afinidad electrónica (AE)

La afinidad electrónica se define como el **cambio de energía que acompaña a la adición de un electrón a un átomo gaseoso**. Los halógenos (grupo 17) tienen las más altas afinidades electrónicas, dado que al agregar un electrón a un átomo neutro dan lugar a la formación de un nivel externo lleno en los subniveles **s** y **p**.

En otras palabras, la afinidad electrónica (AE) se define como la energía liberada cuando un átomo gaseoso recibe un electrón, para formar un ion negativo gaseoso.

$$X^0_{(g)} + 2e- \longrightarrow X_{(g)}^{-2}$$

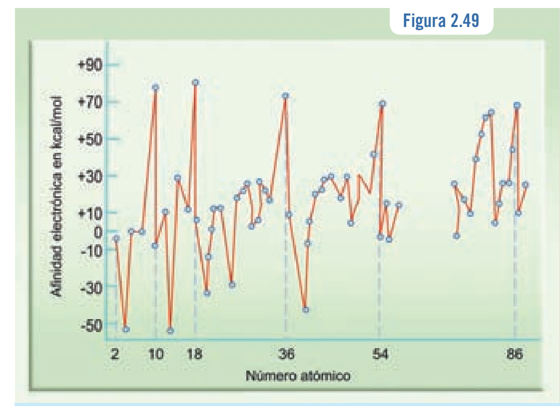
En general es mayor para los no metales. La facilidad con que los elementos captan electrones es una consecuencia de la configuración electrónica, siendo mucho mayor para los elementos situados cerca de los gases nobles.

Los metales tienen una baja afinidad electrónica, a diferencia de los no metales que poseen una alta. Los mismos factores que afectan la energía de ionización, influirán sobre la afinidad electrónica. En general, a mayor afinidad electrónica se puede esperar un aumento en la energía de ionización. Los metales poseen una baja afinidad electrónica. Los no metales tienen afinidades electrónicas altas.

A pesar de no ser tan regulares como las energías de ionización, las afinidades electrónicas demuestran tendencias periódicas. Por ejemplo, al observar la columna que está encabezada por el hidrógeno, la tendencia general es una disminución en la ganancia de electrones. Observando el periodo que comienza con el litio. La tendencia general es que, mientras avanzamos de izquierda a derecha, hay una mayor atracción hacia los electrones. El aumento en la carga nuclear en cada elemento sucesivo explica esta tendencia.

Los lantánidos y actínidos también llamados tierras raras, no tienen más que una sola posición o un solo lugar, por lo que deben colocarse fuera de la tabla; las propiedades físicas y químicas de todos ellos son prácticamente iguales.

Figura 2.49



Afinidad electrónica como una función del número atómico.

Radio atómico

El radio atómico se define como la *distancia comprendida entre el centro del núcleo y el nivel externo de un átomo*. Generalmente *aumenta* con el *número atómico del grupo*, ya que al aumentar un nivel de energía la distancia entre el centro del núcleo el nivel también aumenta.

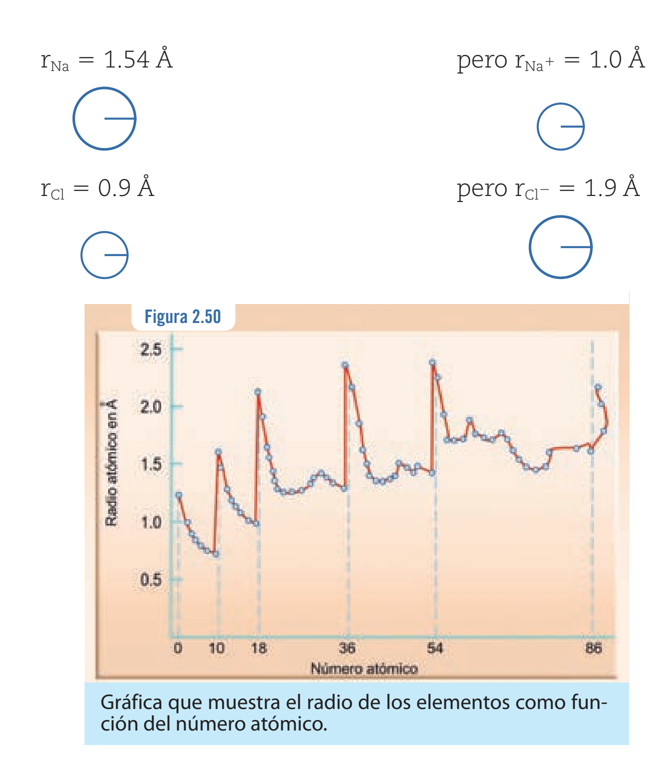
En un *periodo* el radio atómico *disminuye* de *izquierda a derecha*, debido a la contracción de la nube electrónica al ser atraída por el núcleo. El radio atómico se expresa en angstroms (Å).

Cuando un elemento metálico pierde electrones, su radio disminuye y cuando un elemento no metálico gana electrones su radio se incrementa.

Ejemplos:

$r_{Na} = 1.54$ Å pero $r_{Na^+} = 1.0$ Å

$r_{Cl} = 0.9$ Å pero $r_{Cl^-} = 1.9$ Å



Gráfica que muestra el radio de los elementos como función del número atómico.

▼ Tabla periódica de los radios atómicos.

Figura 2.51

Tabla periódica con los radios atómicos de los elementos, en unidades angstrom.

I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
0.32 H 1																	0.31 He 2
1.23 Li 3	0.89 Be 4											0.82 B 4	0.77 C 6	0.75 N 7	0.73 O 8	0.72 F 9	0.71 Ne 10
1.54 Na 11	1.36 Mg 12											1.18 Al 13	1.11 Si 14	1.06 P 15	1.02 S 16	0.99 Cl 17	0.38 Ar 18
2.03 K 19	1.74 Ca 20	1.44 Sc 21	1.32 Ti 22	1.22 V 23	1.19 Cr 24	1.17 Mn 25	1.17 Fe 26	1.16 Co 27	1.15 Ni 28	1.17 Cu 29	1.25 Zn 30	1.26 Ga 31	1.22 Ge 32	1.20 As 33	1.17 Se 34	1.14 Br 35	1.12 Kr 36
2.16 Rb 37	1.91 Sr 38	1.62 Y 39	1.45 Zr 40	1.34 Nb 41	1.30 Mo 42	1.27 Tc 43	1.25 Ru 44	1.25 Rh 45	1.28 Pd 46	1.34 Ag 47	1.48 Cd 48	1.44 In 49	1.40 Sn 50	1.40 Sb 51	1.36 Te 52	1.33 I 53	1.31 Xe 54
2.35 Cs 55	1.98 Ba 56	1.56 Lu 71	1.44 Hf 72	1.34 Ta 73	1.30 W 74	1.28 Re 75	1.26 Os 76	1.27 Ir 77	1.30 Pt 78	1.34 Au 79	1.49 Hg 80	1.48 Tl 81	1.48 Pb 82	1.47 Bi 83	1.46 Po 84	1.40 At 85	Rn 86
R 87	2.20 Ra 88	Lr 103	104	105	106	107	108	109									

1.69 La 57	1.65 Ce 58	1.64 Pr 59	1.64 Nd 60	1.63 Pm 61	1.62 Sm 62	1.85 Eu 63	1.62 Gd 64	1.61 Tb 65	1.60 Dy 66	1.58 Ho 67	1.58 Er 68	1.58 Tm 69	1.70 Yb 70
2.0 Ac 89	1.65 Th 90	Pa 91	1.42 U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102

Radio iónico

En general, cuando los átomos se unen para formar moléculas o compuestos, sus estructuras resultan más estables. El potasio, al ceder un electrón, queda cargado +1, por lo cual disminuye su radio atómico de 0.227 a 0.113 nanómetros. En cambio, el azufre al ganar dos electrones aumenta su radio de 0.104 a 0.184 nanómetros.

El átomo de cloro ha ganado un electrón. Los 17 protones que se encuentran en su núcleo atraen ahora 18 electrones. El ion cloro, por tanto, tiene una carga de −1. Además, éste es más grande que el átomo de cloro. El ion es estable porque tiene una configuración en los niveles exteriores como la del gas noble argón. Resumiendo, el ion de sodio es más pequeño que el átomo de sodio. El ion de cloro es más grande que el átomo de cloro. Generalizando esta propiedad: los átomos metálicos pierden electrones para formar iones más pequeños. Los átomos no metálicos ganan electrones para formar átomos más grandes.

Volumen atómico

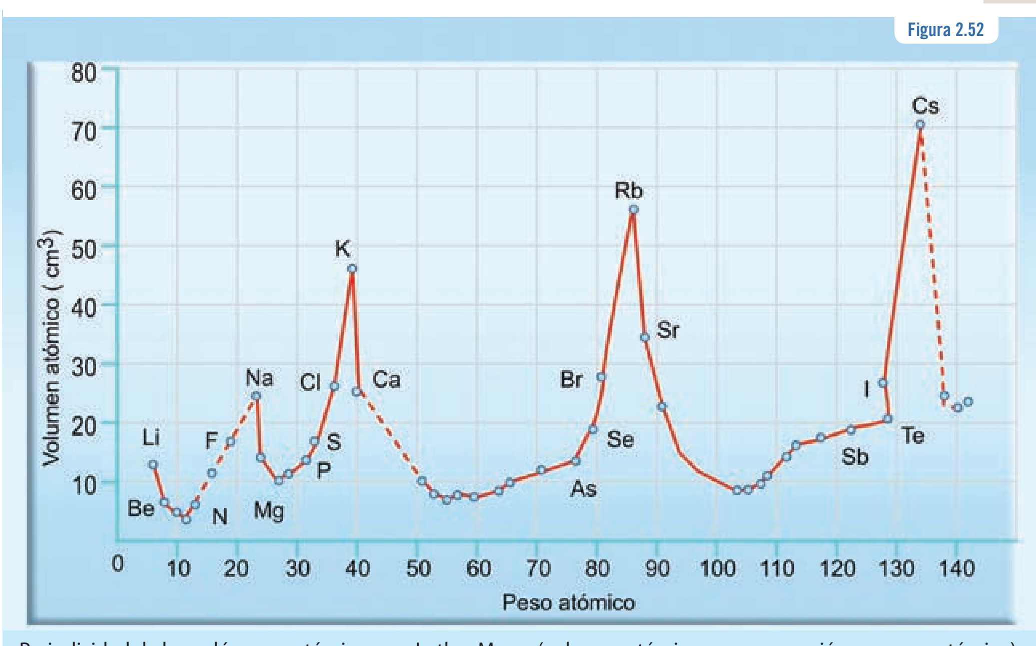
La variación periódica del tamaño de los átomos fue observada por Lothar Meyer, que determinó el **volumen atómico** o **volumen molar** como el cociente que resulta entre la masa de un mol de elemento y su densidad.

$$\text{Volumen atómico} = \frac{\text{Peso atómico}}{\text{Densidad}}$$

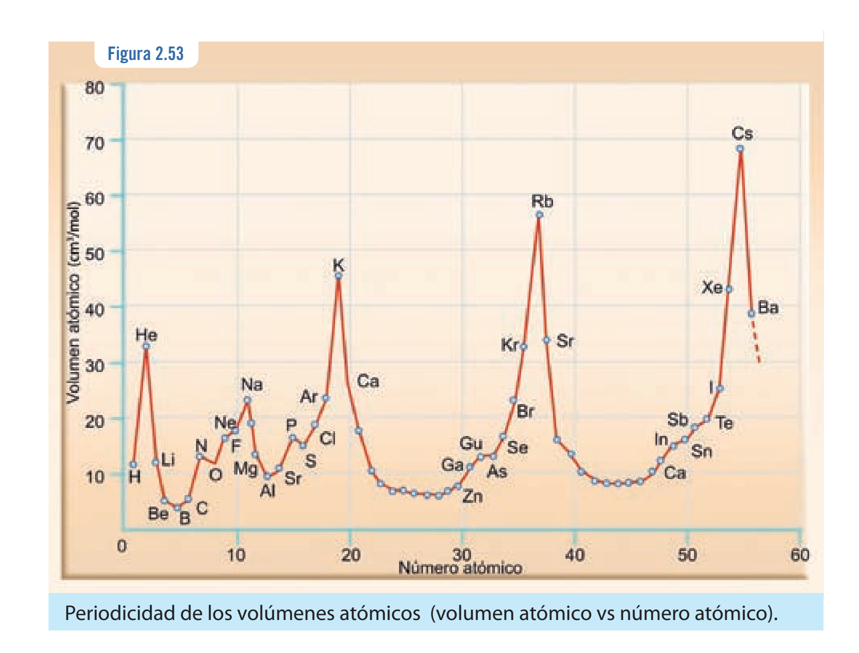
Observa que el valor del volumen molar está relacionado con el volumen del átomo pero no le corresponde exactamente ya que, entre otros factores, la densidad del elemento está determinada por su estructura cristalina (incluyendo los huecos entre los átomos). Los diferentes elementos, al tener sus electrones en diferentes niveles, presentan volúmenes atómicos variables, pero también influye la carga nuclear: al aumentar el número de protones del núcleo, la atracción sobre los electrones se hace mayor y el volumen tiende a disminuir.

En un mismo periodo se observa una disminución desde los elementos situados a la izquierda del periodo, hacia los centrales, para volver a aumentar el volumen progresivamente a medida que nos acercamos a los elementos situados a la derecha del periodo. En un mismo

Figura 2.52

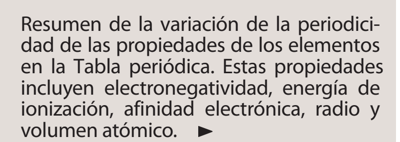


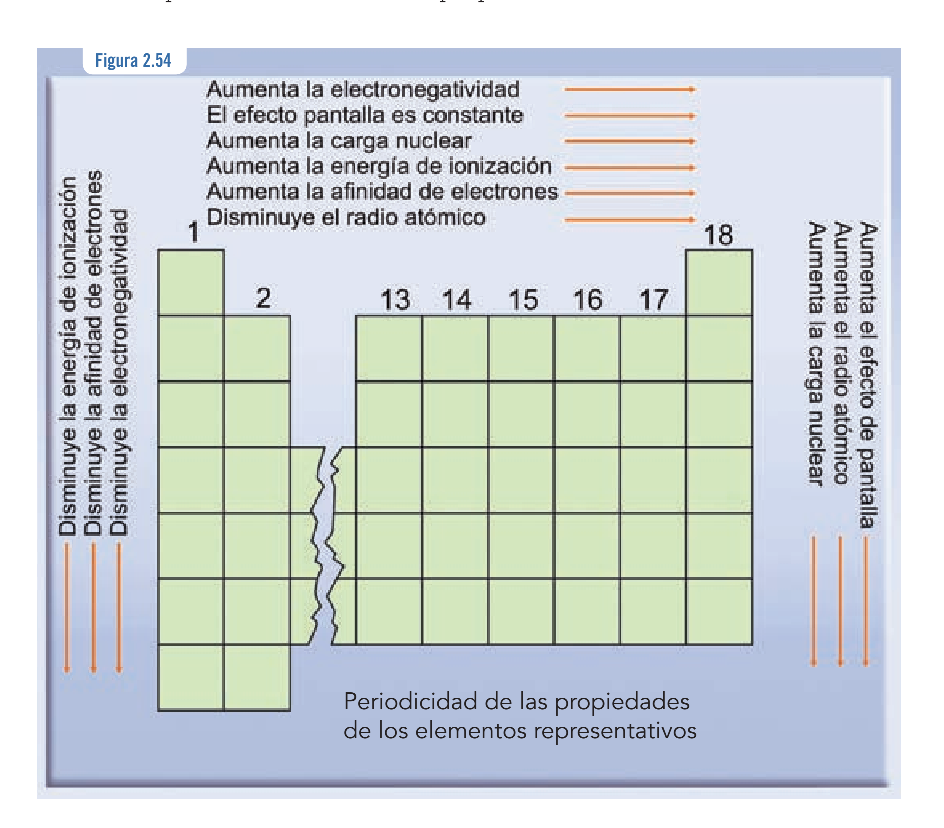
Periodicidad de los volúmenes atómicos por Lothar Meyer (volumen atómico en comparación con peso atómico).



Periodicidad de los volúmenes atómicos (volumen atómico vs número atómico).

grupo, el volumen atómico aumenta al aumentar el número atómico, ya que al descender en el grupo los elementos tienen más capas. En general, cuando los elementos tienen volúmenes atómicos pequeños, los electrones del nivel más externo están fuertemente atraídos por el núcleo y, por tanto, son cedidos con gran dificultad. Por el contrario, los elementos de volúmenes atómicos elevados ceden sus electrones de valencia fácilmente, ya que la atracción nuclear es menor debido tanto a la mayor distancia como al efecto de apantallamiento de los electrones internos. El concepto de periodicidad se debe en gran parte y como ya se mencionó, a L. Meyer, quien propuso una clasificación periódica basada en las propiedades físicas medibles de los elementos.


Resumen de la variación de la periodicidad de las propiedades de los elementos en la Tabla periódica. Estas propiedades incluyen electronegatividad, energía de ionización, afinidad electrónica, radio y volumen atómico. ►



Periodicidad de las propiedades
de los elementos representativos

En 1864 demostró que cuando diferentes propiedades, como volumen atómico, punto de fusión y punto de ebullición, se representaban en gráficas en función del peso atómico se obtenían curvas que hacían patente la periodicidad.

Este investigador (ganador en 1882 de la medalla Davy, junto con Mendeléiev) demostró que el comportamiento del volumen atómico es periódico, se desarrolla mediante ciclos **(periodos)**, descendiendo de una cresta a un valle y así sucesivamente. En la gráfica siguiente se hace manifiesto este comportamiento en forma de crestas y valles, además de apreciarse que en los puntos máximos de las curvas se encuentran los metales alcalinos.

Actualmente la relación se establece entre el volumen molar (volumen ocupado por un mol de átomos de una muestra en estado sólido o líquido) y el número atómico del elemento, obteniéndose una curva muy semejante a la que considera el peso atómico, como se puede apreciar.

Evaluación formativa

Instrucciones: Selecciona la opción que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda.

( ) **1.** Las propiedades de los elementos era función periódica de sus pesos atómicos fue dado a conocer por:

a) Newlands y Dobereiner *b*) Mendeléiev y Meyer
c) Lavosier *d*) Moseley

( ) **2.** Los elementos más electronegativos son:

a) K, Sr, Bi *b*) Ca, Mg, Be *c*) Fr, Cs, Ba *d*) F, O, Cl

( ) **3.** La Ley de las octavas fue formulada por:

a) Lothar Meyer *b*) Mendeléiev *c*) Dobereiner *d*) Newlands

( ) **4.** La distancia comprendida entre el centro del núcleo y el nivel externo de un átomo es:

a) Electronegatividad *b*) Radio atómico
c) Afinidad electrónica *d*) Radio iónico

( ) **5.** Se define como la energía liberada cuando un átomo gaseoso recibe un electrón para formar un ion negativo gaseoso:

a) Electronegatividad *b*) Afinidad electrónica
c) Cinética *d*) Potencial

( ) **6.** La configuración electrónica pertenece a la: $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$

a) Familia IA, periodo 2 *b*) Familia VA, periodo 2
c) Familia IIIA, periodo 2 *d*) Familia VA, periodo 2

( ) **7.** Conjunto de elementos dispuestos en líneas horizontales en la tabla periódica:

a) Grupo *b*) Periodo *c*) Familia *d*) Clase

( ) **8.** Familia de elementos de la tabla periódica que se caracteriza por ser formadores de sales:

a) IA *b*) VIIA *c*) VIIIA *d*) IIA

( ) **9.** Es la representación ordenada de los elementos que permite visualizar y predecir cómo varían sus propiedades físicas y químicas:

a) Grupo *b*) Periodo *c*) Bloque *d*) Tabla periódica

Evaluación sumativa (*continuación*)

( ) **10.** Número de grupos en la tabla periódica moderna:

a) 8 *b)* 18 *c)* 14 *d)* 32

2.2.4 Símbolos de Lewis y enlaces covalentes

Enlace químico

En los párrafos anteriores se han visto temas referentes a las propiedades físicas que exhiben las sustancias y la periodicidad de las propiedades químicas de los elementos en función de su configuración electrónica pero, ¿cómo se agrupan los átomos para formar compuestos? ¿Qué tipo de interacciones se presentan entre las moléculas que permiten la licuefacción de los gases e incluso su solidificación? ¿Qué fuerzas existen entre las moléculas de agua que le dan un punto de ebullición relativamente alto?

En este tema se trata de dar respuesta a estas preguntas presentando un panorama de los tipos de enlaces.

La mayoría de los átomos tienden a combinarse para formar moléculas diatómicas o poliatómicas, aunque ciertos elementos no muestran afinidad hacia otros átomos y constituyen moléculas monoatómicas, como en el caso de los gases nobles.

Cuando los átomos se unen para formar moléculas, hay un intercambio de electrones de valencia, esto es, de los electrones de la capa más externa de cada átomo. Esta unión, que es la más estable, se logra porque los átomos ganan, pierden o comparten electrones, y la atracción resultante entre los átomos participantes recibe el nombre de **enlace químico**.

El enlace también se define como *la fuerza que mantiene unidos a dos o más átomos*, condicionada por la cantidad de energía contenida en ellos, que debe ser suficiente para vencer las fuerzas de repulsión que se deben a la presencia de cargas eléctricas en los átomos.

L. C. Pauling (1901-1994) dio la siguiente definición:

> "La fuerza de enlace entre ellos (los átomos) es de una magnitud tal que conduzca a la formación de un agregado de estabilidad suficiente que garantice su consideración como una especie molecular independiente."

Al estudiar la constitución de las sustancias se encuentra que todas están formadas por agrupaciones de átomos que unas veces forman agregados neutros, llamados moléculas, y otras resultan con carga, los iones (únicamente los gases nobles y algunos metales en estado de vapor poseen moléculas monoatómicas). La unión entre átomos, moléculas o iones es lo que constituye el enlace químico.

Para comprender el comportamiento de los elementos, es necesario establecer un modelo teórico que explique lo que ocurre cuando se unen los átomos.

Existen interacciones en las sustancias comunes como el agua, el dióxido de azufre (un contaminante de la atmósfera), el metano (gas natural), el octano (componente de la gasolina), el etanol (alcohol de 96°) y desde luego también están presentes en las moléculas de los seres vivos. Las fuerzas que dan origen al enlace químico se han clasificado en dos grandes grupos: **interacciones fuertes** (fuerzas intramoleculares) e **interacciones débiles** (fuerzas intermoleculares).

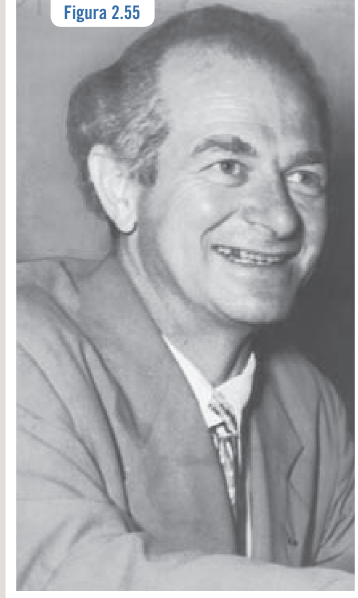


Figura 2.55

Linus Pauling nació en Oregón, en 1901, se graduó en ingeniería química y posteriormente obtuvo su doctorado en California, en 1925. En 1954 se le otorgó el premio Nobel de Química por su investigación sobre la naturaleza del enlace químico y su aplicación a la estructura de sustancias complejas. Realizó estudios experimentales sobre la estructura de los cristales por difracción de rayos X y la estructura de moléculas gaseosas por difracción de electrones, también de las propiedades magnéticas de las sustancias. Investigó la naturaleza de los sistemas serológicos y la estructura de los anticuerpos, y en especial la aplicación de la mecánica cuántica a la estructura de las moléculas y a la naturaleza del enlace químico. Publicó más de 400 trabajos científicos, 100 artículos sobre temas sociales y políticos, particularmente sobre la paz.
El 10 de octubre de 1963 ganó el premio Nobel de la Paz. Él y madame Curie son los únicos científicos que han recibido dos premios Nobel hasta el momento.

Las fuerzas intramoleculares son los enlaces químicos que dan origen a las moléculas. Cuando se afectan estas atracciones ocurre una reacción química. Las fuerzas intermoleculares determinan y explican muchas propiedades físicas de las sustancias: ¿Por qué se pueden licuar los gases? ¿Por qué el hielo seco se sublima a temperatura ambiente? ¿Por qué flota el hielo?

En el enlace químico la configuración electrónica del nivel más externo de los átomos, llamado también nivel de valencia, desempeña un papel decisivo. De esta configuración depende, además, el tipo de enlace que se forme. Los gases nobles presentan una distribución electrónica de máxima estabilidad con los orbitales **s** y **p** de valencia ocupados por completo (s^2p^6). Los demás elementos poseen niveles de valencia incompletos y de ahí su mayor o menor reactividad.

La formación espontánea de un enlace es una manifestación de la tendencia de cada átomo a alcanzar el ordenamiento electrónico más estable posible. Es decir, la molécula que se forma representa un estado de menor energía que los átomos aislados.

Los principales modelos utilizados para interpretar a las fuerzas intramoleculares son el **enlace covalente** y el **enlace iónico**, con sus variantes, los enlaces **polar**, **covalente coordinado** y **metálico**. Respecto a las fuerzas intermoleculares se consideran cuatro tipos de interacciones**: ion-dipolo, dipolo-dipolo, fuerzas de London** y **puente de hidrógeno**.

También se estudia el aspecto geométrico de las moléculas de una manera sencilla. Las sustancias covalentes, ya sean moléculas iones poliatómicos, presentan formas características. Los estudios con rayos X de los cristales moleculares constituyen una fuente de información muy amplia sobre la estructura de las moléculas.

Evaluación formativa

1. ¿Por qué los átomos tienden a unirse? ______________________________

____

2. ( ) La capacidad que tiene un átomo o conjunto de átomos para unirse a otro átomo o conjunto de átomos y formar un compuesto se llama:

a) Electronegatividad

b) Potencial de ionización

c) Enlace químico

d) Diferencia de potencial

Regla del octeto

La regla del octeto dice que *los átomos de los elementos representativos forman enlaces de tal manera que tengan acceso a exactamente ocho electrones* s y p *externos* (también conocidos como *electrones de valencia*).

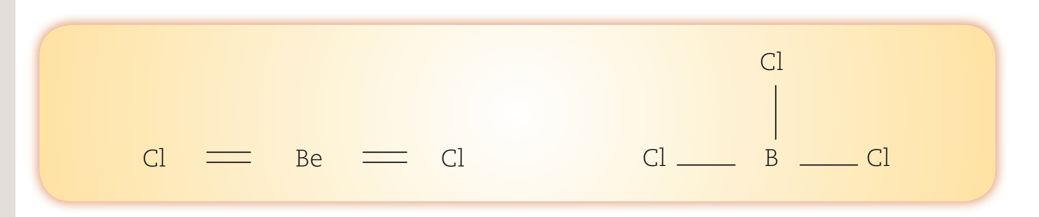
Los átomos de los elementos del sistema periódico tienden a completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de electrones tal, que adquieran una configuración semejante a la de un gas noble.

Como la configuración electrónica de los gases nobles en s^2p^6 es con un total de ocho electrones, los otros elementos ganarán o perderán electrones hasta quedar con esa cantidad en su capa externa. Lo anterior se realiza de la siguiente manera:

- Un metal puede perder de 1 a 3 electrones para formar un catión con la estructura del gas noble que lo antecede en la tabla.
- Un no metal puede ganar de 1 a 3 electrones para formar un anión con la estructura del gas noble siguiente.
- Los átomos (usualmente dos no metales) pueden compartir electrones con otros átomos para alcanzar el número de electrones del gas noble siguiente en la tabla.

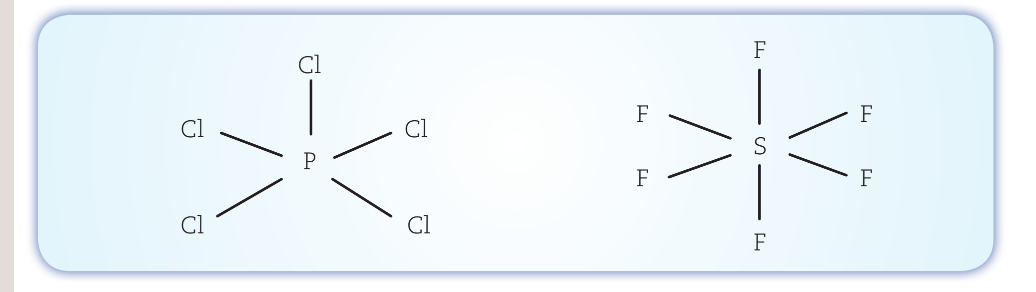
Los dos primeros casos se complementan uno al otro para formar compuestos iónicos. El tercer caso produce compuestos covalentes.

Esta regla del octeto tiene limitaciones, pues hay muchos ejemplos de compuestos covalentes que no la siguen, como los cloruros de berilio y de boro:



Por otro lado, esto se presenta también en algunas moléculas en las que el átomo central presenta más de ocho electrones a su alrededor, como cuando un átomo forma parte de cuatro enlaces. Ejemplos característicos de este caso son el pentacloruro de fósforo (PCl_5) y el hexafluoruro de azufre SF_6.

El fósforo tiene 10 electrones a su alrededor y el azufre 12. En estos casos se habla de que ocurre una expansión del octeto.



Para comprender mejor la naturaleza de los enlaces químicos es necesario tener en cuenta los siguientes conceptos que son fundamentales:

Evaluación formativa

( ) La regla del octeto de Lewis expresa que:

a) Al unirse dos átomos lo hacen en proporción de 1 a 8.

b) Un átomo siempre pierde 8 electrones.

c) Los átomos al reaccionar entre sí tienden a completar la estructura del gas noble más próximo en la Tabla periódica.

d) Cuando un átomo reacciona con otro átomo requiere 8 electrones para neutralizar sus cargas magnéticas.

Símbolos de Lewis

El enlace de los elementos representativos se enfoca principalmente a los electrones de valencia, que son las subcapas *s* y *p* externas. El químico estadounidense **Gilbert N. Lewis** propuso representar los electrones de valencia por cruces o puntos a fin de visualizar cómo se transfieren o comparten en un enlace químico cuando los átomos se unen. Éstos se colocan alrededor del símbolo del elemento. Dado que el enlace de estos elementos entraña el acceso a ocho electrones (cuatro pares), estos últimos se representan mediante 1 o 2 puntos en los cuatro lados del símbolo del elemento. Aunque los electrones de valencia provienen de dos diferentes subcapas (*s* y *p*), sólo el número total de estos electrones es importante para cuestiones de enlaces. Así, primero es conveniente colocar un electrón en cada lado del símbolo (grupos IA a IVA) y después representar pares de electrones (grupo VA a 0). Se recomienda aplicar los siguientes pasos:

- Se escribe el símbolo del elemento que representa el núcleo y todos los electrones, excepto aquellos en su último nivel o capa de valencia.
- Se escribe la configuración electrónica del elemento. Se seleccionan los electrones que están en el último nivel energético.
- Cada "lado" (arriba, abajo, a la izquierda, a la derecha) del símbolo representa un orbital. Es importante recordar cuáles electrones están pareados y cuáles no lo están. No es importante qué lado representa a qué orbital.

Ejemplos:

Escribe los símbolos electrónicos de Lewis para hidrógeno, helio, oxígeno, calcio y cadmio.

Paso 1: H, He, O, Ca Cd	
Paso 2: Configuración electrónica	Electrones de valencia
H = $1s^1$	$1s^1$
He = $1s^2$	$1s^2$
O = $1s^2 2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^4$
Ca= $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$4s^2$
Cd = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$	$5s^2$
Paso 3: H• He: ·Ö· (O con dos pares y dos electrones sueltos) Ca: Cd:	

Elementos con sus electrones de valencia.

Las estructuras de Lewis se pueden usar tanto para moléculas diatómicas (de dos átomos) como para poliatómicas (de varios átomos), a fin de predecir la formación de los enlaces covalentes que constituyen la molécula. Como ejemplos tenemos las siguientes moléculas:

CH_4 (metano) H_2O (agua) NH_3 (amoniaco)

Como ayuda didáctica, los electrones del enlace que pertenecen al hidrógeno se representan con una cruz para diferenciarlos de los electrones de valencia que pertenecen a los otros átomos (4 al C, 6 al O, 5 al N); ya que los electrones no se pueden distinguir, todos son iguales en masa y carga. El átomo central cumple con la regla del octeto.

```
     H              H            H
     •              •            •
H •  C  • H     H • O :     H •  N  • H
     •              ••           ••
     H
```

Los enlaces covalentes también se pueden indicar con guiones o líneas, que representan un par de electrones.

```
     H              H                H
     |              |                |
H —  C  — H     H — O        H  —    N  — H
     |
     H
```

Ejemplos:

```
PCl3          Cl — P — Cl
                   |
                   Cl

                   H     H
                   |     |
C2H6          H —  C  —  C  — H
                   |     |
                   H     H
```

En algunos casos los átomos unidos comparten más de un par de electrones. Cuando esto sucede se dice que están unidos por enlaces múltiples.

N_2	N⋮⋮N	N≡N

Para comprender mejor la naturaleza de los enlaces químicos es necesario mencionar los tipos de fórmulas utilizados con mayor frecuencia.

Fórmula molecular o condensada

Indica la clase y el número de átomos que constituyen la molécula de un compuesto.

Ejemplos:

Ácido nítrico	HNO_3
Ácido sulfúrico	H_2SO_4
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$
Dicromato de potasio	$K_2Cr_2O_7$
Ácido clorhídrico	HCl

Fórmula semidesarrollada

Expresa por medio de grupos o radicales los átomos que forman la molécula. Este tipo de fórmula es el más adecuado para estudiar los compuestos orgánicos.

Ejemplos:

Acetileno	$CH \equiv CH$
Etano	CH_3-CH_3
Propano	$CH_3-CH_2-CH_3$
Ácido acético	CH_3COOH
Alcohol etílico	CH_3-CH_2-OH

Fórmula desarrollada o gráfica

Da idea de la distribución de los átomos en el espacio.

Ejemplos:

Ácido clorhídrico	HCl	H – Cl
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	O ‖ H−O−S−O−H ‖ O
Metano	CH_4	H | H−C−H | H
Acetileno	C_2H_2	$CH \equiv CH$

Cada línea (—) representa un enlace químico o valencia que equivale a dos electrones. Para escribir una fórmula desarrollada a partir de una semidesarrollada, se aplica el concepto de número de oxidación. Por ejemplo:

$K^{+1}N^{+5}O_3^{-2}$ y $Zn_3^{+2}P_2^{-3}$

Nitrato de potasio — Fosfuro de zinc

La fórmula anterior nos indica que para el nitrato de potasio deben existir: 1 átomo de potasio con 1 valencia o unión, 1 átomo de nitrógeno con 5 valencias y 3 átomos de oxígeno con 2 valencias cada uno. Los subíndices expresan átomos y las cargas eléctricas en la parte superior, las valencias o estados de oxidación.

El fosfuro de zinc (Zn_3P_2) contiene 3 átomos del metal con 2 valencias o uniones cada uno, y 2 átomos de fósforo con 3 uniones cada uno. Cada unión se cuenta para dos átomos. También se puede observar la fórmula condensada y tomar como base el elemento central, rodeando a este elemento de los demás. Se necesita también un poco de imaginación y geometría.

Enlace covalente

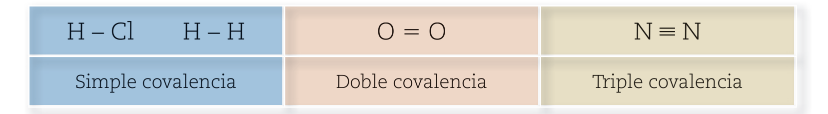
El enlace covalente resulta de *la compartición de uno o más pares de electrones entre los átomos que se unen*. Este modelo de enlace se utiliza para explicar la unión de los elementos clasificados como no metales.

Cuando la diferencia de electronegatividades entre dos o más átomos es cero o tiene un valor muy pequeño, estos átomos tienden a compartir los electrones de valencia de

sus capas externas, ya que cada átomo ejerce la misma atracción sobre los electrones. Este modelo se conoce como enlace covalente y a la compartición de dos electrones corresponde a la formación de un enlace. Esta combinación de átomos se denomina *molécula* y es eléctricamente neutra.

Este enlace se lleva a cabo entre elementos de alta electronegatividad, es decir, entre no metales y siempre por compartición de pares de electrones. Se distinguen tres tipos de covalencia: **polar**, **no polar** y **coordinada**. Cuando se presenta una simple covalencia entre dos átomos es por compartición de un par de electrones, pero si son dos pares de electrones los que se comparten, entonces será una doble covalencia y se puede presentar hasta una triple.

Ejemplos:



H – Cl H – H	O = O	N ≡ N
Simple covalencia	Doble covalencia	Triple covalencia

Geometría molecular y polaridad

Las moléculas que contienen tres o más átomos adquieren formas tridimensionales características. La geometría molecular describe la forma en que los átomos se distribuyen en el espacio, dentro de una molécula. Este arreglo de los átomos se puede determinar de manera experimental, no así el arreglo geométrico de los electrones.

Modelo de la repulsión de pares electrónicos en la capa de valencia (RPECV)

Una primera aproximación para predecir la geometría de las moléculas la propusieron **N. V. Sidgwick** y **H. M. Powell** en 1940. Posteriormente, en 1957, **R. J. Gillespie** y **R. N. Nyholm** la ampliaron y popularizaron .

Esta teoría en general se conoce por sus siglas en inglés VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory), o bien, por su traducción al español RPECV (repulsión de pares electrónicos en la capa de valencia), y se aplica sólo al enlace covalente**.**

Según este modelo, la geometría de una especie está determinada principalmente por las interacciones repulsivas que se producen entre los pares de electrones de la capa de valencia. Así, tenemos que la mayoría de las moléculas presentan formas que derivan de cinco geometrías básicas diferentes. Dos pares electrónicos se acomodan en el espacio linealmente en un ángulo de 180°, de tal forma que aumente al máximo la distancia entre ellos. Con este mismo criterio, tres pares de electrones se distribuyen bajo la forma geométrica de un triángulo, cuatro en forma de tetraedro, cinco en la figura de una bipirámide trigonal y seis en un octaedro.

Para aplicar el método RPECV a las moléculas primero se debe dibujar la estructura de Lewis de la molécula para determinar el número de pares de electrones que están alrededor del átomo central. Después se procede a acomodar los pares de electrones enlazantes de forma que exista la máxima separación entre ellos, para que sea mínima la repulsión.

Por ejemplo en la molécula BeF_2 el átomo central es el Be y tiene 2 pares de electrones enlazantes a su alrededor. Estos pares se colocan en lugares opuestos del átomo central (Be), de manera que el ángulo de separación sea el máximo posible. En el BeF_2 es de 180° y los tres átomos se colocarán en forma lineal.



El boro posee tres electrones de valencia, luego en la molécula BF_3, los tres pares que formarán los enlaces se colocarán a la mayor distancia posible, en los vértices de un triángulo equilátero formando un ángulo de 120°. La molécula presenta *geometría triangular plana*.

En el caso del metano, CH_4, tenemos cuatro pares de electrones que unen al carbono con cuatro hidrógenos. Luego se distribuyen de manera que las repulsiones sean mínimas, lo que corresponde a la figura de un *tetraedro*.

Los ángulos de separación entre los átomos de hidrógeno son de 109.5°. El tetraedro es la forma básica de muchas moléculas orgánicas. En general, cuando el carbono forma cuatro enlaces sencillos presenta *geometría tetraédrica*.

La molécula del PCl_5 presenta el átomo de fósforo (átomo central) rodeado por cinco pares de electrones que forman los enlaces con los cinco átomos de cloro. Los pares enlazantes tienden a orientarse hacia los vértices de una *bipirámide trigonal*.

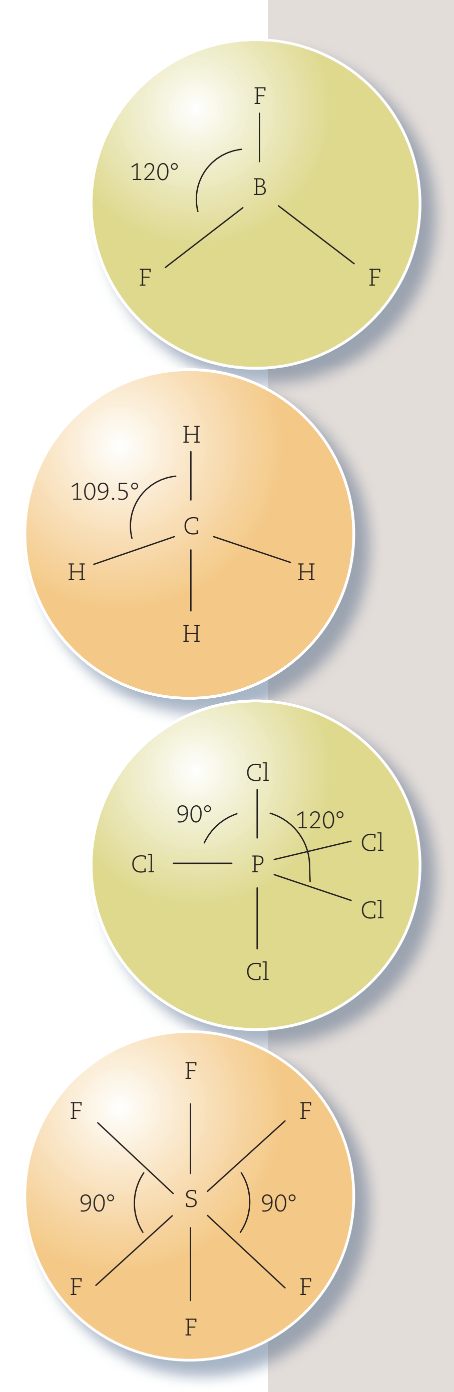
Los tres átomos "ecuatoriales" del cloro están en un mismo plano con el átomo de fósforo, y el ángulo Cl—P—Cl en este plano es de 120°. Los átomos axiales (o polares) del cloro están encima y debajo de este plano ecuatorial, en el eje de la bipirámide. El ángulo formado por el átomo axial de cloro, el átomo de fósforo y un átomo ecuatorial de cloro es de 90°.

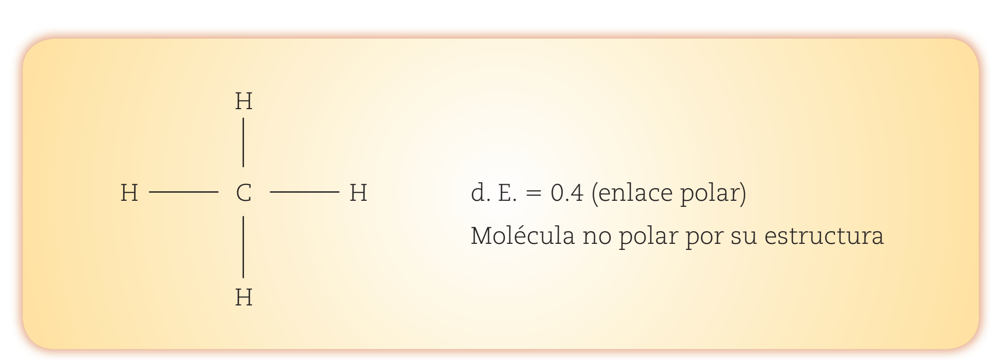
Finalmente, en el hexafluoruro de azufre (SF_6) el átomo central, el azufre, tiene sus seis electrones de valencia apareados formando seis enlaces. Esta molécula presenta la estructura de un octaedro regular.

La forma octaédrica también disminuye la repulsión entre seis pares electrónicos y presenta un ángulo de 90°.

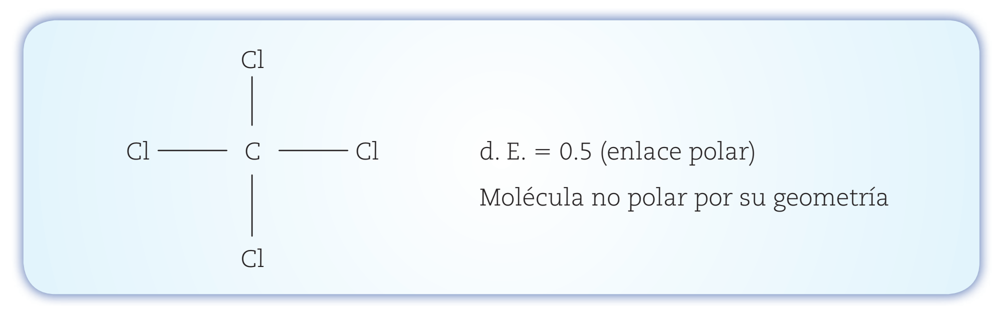
Una molécula puede ser polar o no, dependiendo de su geometría y no de su tipo de enlace por presentar polaridad, y será atraída por campos magnéticos o solubles en disolventes polares y conducirá la corriente eléctrica.

Ejemplos de moléculas no polares son: H_2, CH_4, CO_2, CCl_4, BF_3. Obsérvese que en el caso del hidrógeno (H_2), su enlace es no polar. Para el metano (CH_4) la diferencia de electronegatividades d. E. de los átomos C—H es de 0.4 pauling. Sin embargo, la molécula es no polar por su geometría y existe una distribución uniforme de electrones en el exterior de la molécula; esta distribución ocurre a pesar del número de enlaces y su dirección en el espacio.

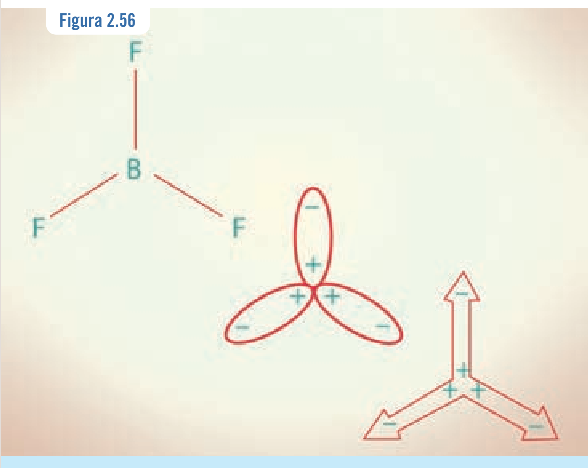




La misma situación es para el tetracloruro de carbono, CCl_4.



La geometría del dióxido de carbono (CO_2) le hace ser una molécula lineal y, por tanto, no polar.



La molécula del BF_3 es no polar, aun teniendo sus tres enlaces polares (centro). Los tres momentos dipolares se anulan entre sí.

Dióxido de carbono (CO_2) d. E. = 1.0 (enlace polar)	O = C = O molécula no polar

Para el trifluoruro de boro, la geometría corresponde a un triángulo equilátero; por tanto, la molécula es no polar.

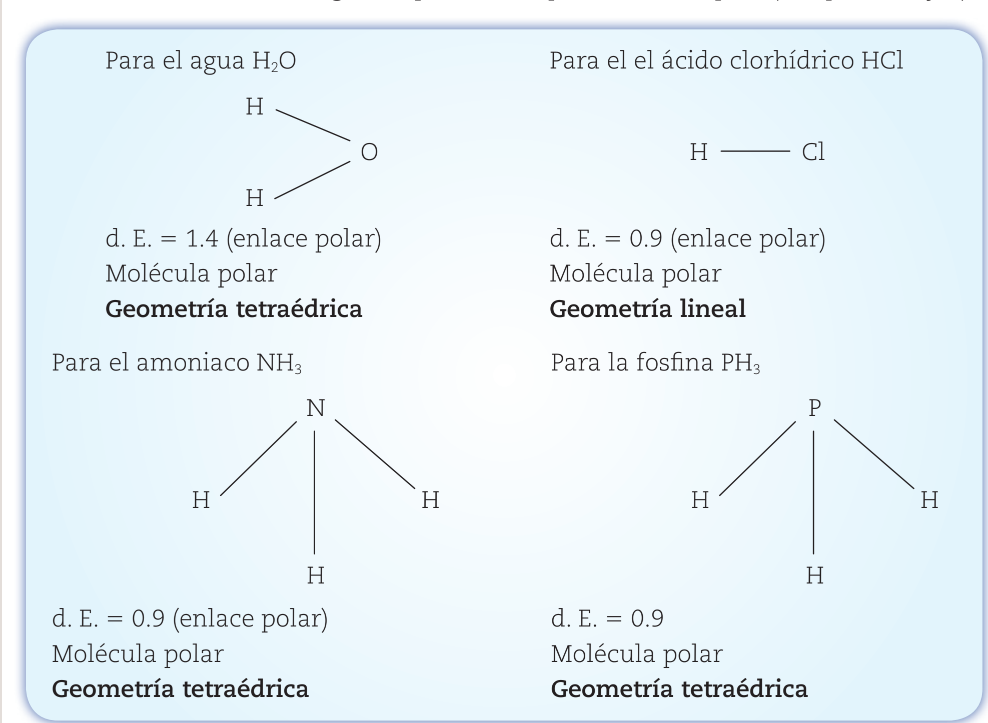
Trifluoruro de boro (BF_3)

F — B — F (120°, 120°)
F

d. E. = 2.0 (enlace polar)
Molécula no polar
Geometría triangular plana

Algunas moléculas polares son: H_2O; HCl; NH_3; PH_3

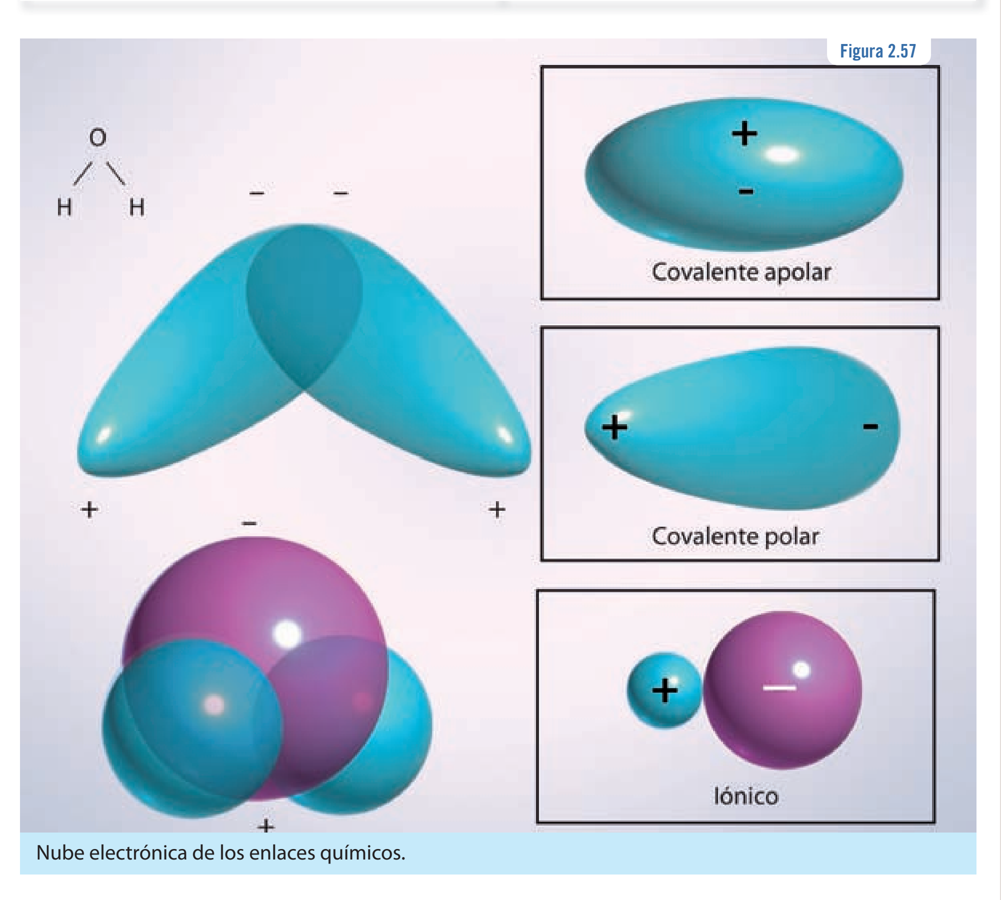
En estas moléculas su geometría permite distinguir una región más negativa que otra; se presenta un dipolo (dos polos: + y –).



La polaridad de un compuesto se mide en un aparato llamado dipolímetro y se reporta en unidades Debye (D). Esta medida es entonces su momento dipolar (μ).

Sustancia	Momento dipolar (μ)
CO_2, dióxido de carbono	0
CH_4, metano	0
C_6H_6, benceno	0
PH_3, fosfina	0.55
H_2S, ácido sulfhídrico	0.93
CH_3COCH_3, acetona	2.76
CH_3OCH_3, éter etílico	1.22
SO_2, dióxido de azufre	1.61
NH_3, amoniaco	1.47
H_2O, agua	1.84
HCl, ácido clorhídrico	1.08
KCl, cloruro de potasio	10.6
KBr, bromuro de potasio	10.85
KI, yoduro de potasio	11.05
$CHCl_3$, cloroformo	1.22
CH_3CH_2OH, etanol	1.74

Figura 2.57



Nube electrónica de los enlaces químicos.

Actividad experimental

Sustancias polares y no polares

En esta actividad se va a investigar la solubilidad de siete solutos en dos disolventes distintos: agua (H_2O), un disolvente polar y el hexano (C_6H_{14}), un disolvente no polar. Escribe la palabra soluble, poco soluble e insoluble, en la columna correspondiente a cada caso experimentado.

Soluto	Solubilidad en agua (polar) (H_2O)	Solubilidad en hexano (no polar) (C_6H_{14})
Urea ($CO(NH_2)_2$)		
Yodo (I_2)		
Cloruro de amonio (NH_4Cl)		
Naftaleno ($C_{10}H_8$)		
Sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$)		
Etanol (C_2H_5OH)		
Cloruro de sodio ($NaCl$)		

Procedimiento

- Toma siete tubos de ensayo y agrégales 5 mL de agua de la llave.
- Adiciona a cada tubo de ensayo una pequeña cantidad de cada uno de los solutos mencionados en la tabla anterior. En el caso de solutos líquidos agrega 1 mL (o 20 gotas).
- Mezcla con cuidado el contenido de los tubos de ensayo y anota tus observaciones.
- Desecha el contenido de los tubos de ensayo.
- Repite los pasos anteriores, usando el hexano como disolvente y registra tus observaciones nuevamente.

Contesta las siguientes preguntas:

¿Cuáles solutos fueron más solubles en agua que en hexano? ____________________

____

¿Por qué? ____________________

____

¿Cuáles fueron más solubles en hexano que en agua? ____________________

____

¿Por qué? ____________________

____

Conclusiones: ____________________

____

____

____

____

Tipos de enlace covalente

Enlace covalente polar

Es aquel que se realiza entre dos no metales diferentes; el par de electrones del enlace está distribuido de manera asimétrica entre los átomos, lo cual trae como consecuencia la formación de un dipolo. Esta polaridad se indica mediante los símbolos: δ^+ y δ^- (delta: δ = densidad electrónica), que es una forma de identificar al átomo con "carga parcial positiva" y al átomo con "carga parcial negativa".

Cuando dos átomos no metálicos de diferente electronegatividad se unen, comparten electrones pero la nube electrónica se deforma y se ve desplazada hacia el átomo de mayor electronegatividad, originando polos en la molécula, uno con carga parcialmente positiva y el otro con carga parcialmente negativa. En general, la diferencia de electronegatividades es menor que 1.7.

Por ejemplo en el caso de la formación de la molécula de cloruro de hidrógeno (HCl), la diferencia de electronegatividades es 0.9 (H = 2.1, Cl = 3.0). Esto da como resultado una molécula polar debido a la distribución desigual de la densidad electrónica alrededor del enlace.

H• + ×Cl×× ⟶ H •×Cl×× (con ×× arriba y abajo del Cl)

$\delta^{(+)}$ $\delta^{(-)}$
H •× Cl

Se produce una distribución desigual alrededor del enlace, el par de electrones del enlace se encuentra más cerca del átomo con mayor electronegatividad.

Otras sustancias con este tipo de enlace son las siguientes:

Agua (H_2O), ácido bromhídrico (HBr), tricloruro de fósforo (PCl_3), dióxido de azufre (SO_2), amoniaco (NH_3), ácido sulfúrico (H_2SO_4), ácido nítrico (HNO_3), ácido acético (CH_3COOH)

Enlace covalente no polar, puro u homopolar

Este tipo de enlace se tiene cuando dos átomos de un mismo elemento se unen para formar una molécula verdadera, sin carga eléctrica, simétrica y cuya diferencia de electronegatividad es cero.

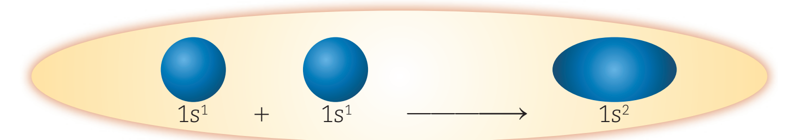
Ejemplo:

Molécula de hidrógeno: H• + ×H ⟶ H•×H

El par de electrones compartido se representa por una línea que une los símbolos de los átomos.

H — H (H_2)

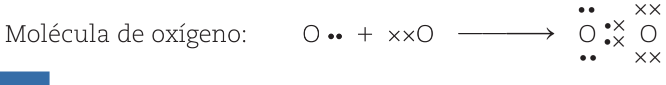
Es posible representar esta molécula, que en realidad es una nube debido al movimiento de los electrones, de la siguiente forma:



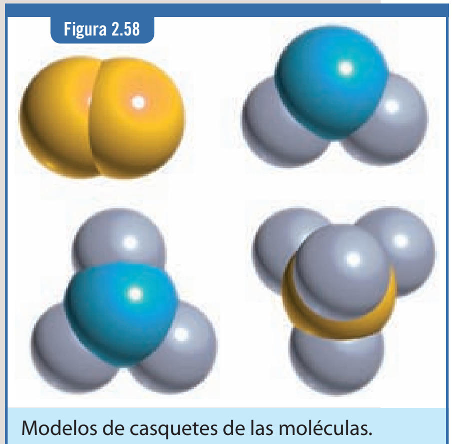
El par de electrones compartidos está en el centro, a igual distancia de cada núcleo.

Ejemplo:

Molécula de oxígeno:



(O_2) (O = O)


Figura 2.58

Modelos de casquetes de las moléculas.

Otras moléculas no polares son: flúor (F_2), cloro (Cl_2), bromo (Br_2), y el yodo (I_2).

Enlace covalente coordinado

Cuando el par de electrones que forma el enlace covalente es donado por uno solo de los átomos, se denomina **enlace covalente coordinado**. Una vez que se forma este enlace no se puede distinguir del resto de los enlaces covalentes que forman la molécula.

Este enlace también se llama dativo; un átomo no metálico comparte un par de electrones con otro átomo pero el segundo los acomoda en un orbital vacío. Se dice entonces que el primer átomo da un par de electrones o que ambos átomos se coordinan para completar su "octeto".

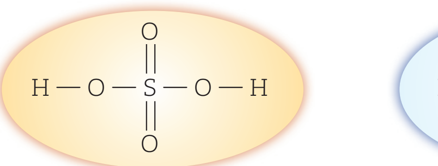
Ejemplos:

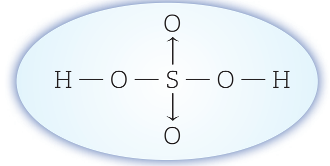
La molécula N_2O contiene un enlace de este tipo:

$\times\!\!\!\times N \vdots N : \ddot{O} :$ Enlace covalente coordinado

$N \equiv N - O$ Enlace covalente coordinado

Ácido sulfúrico (H_2SO_4)





Enlaces covalentes coordinados

Ácido nítrico (HNO_3)

H ×• O •× N (estructura de Lewis)

H — O — N (=O)(—O)

H — O ← N (→O)(→O)

Enlaces covalentes coordinados

La coordinación de los electrones entre átomos, o bien, qué átomo comparte sus electrones con el otro, se indica con una flecha. Así, en los ejemplos anteriores, se ve que el azufre dona electrones al oxígeno (H_2SO_4) y el nitrógeno al oxígeno (HNO_3). Otro ejemplo es el cloruro de amonio (NH_4Cl), donde el nitrógeno dona electrones al hidrógeno.

```
      H                          H
      |                          |
H — N — H — Cl          H ← N — H — Cl
      |                          |
      H                          H
```

Enlace covalente coordinado

Evaluación formativa

Define el enlace covalente coordinado: ______________________________________

____

Escribe dos ejemplos de compuestos que presenten enlace coordinado:

e) ______________________________ 2. ______________________________

( ) Los enlaces polar y coordinado son una derivación del enlace:

a) Iónico

b) Metálico

c) Covalente

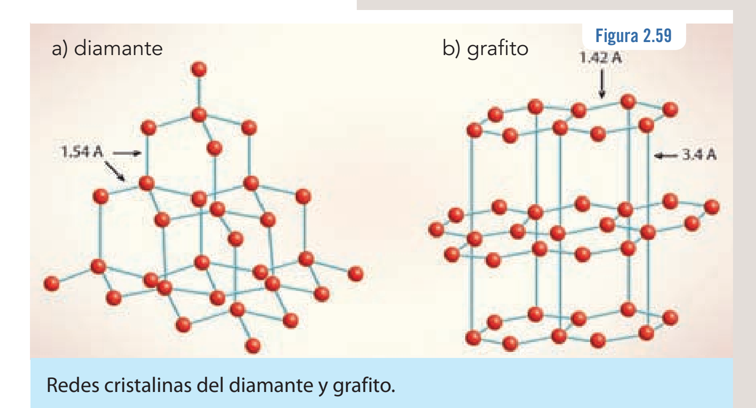
d) Puente de hidrógeno

Propiedades de los compuestos covalentes

Así como las sustancias iónicas poseen varias propiedades características, en el caso de los compuestos covalentes es difícil establecer en forma categórica estas propiedades.

El enlace covalente se presenta en la mayoría de los compuestos orgánicos y en muchos inorgánicos. Se encuentra en gases, líquidos y sólidos. Estos últimos pueden presentar puntos de fusión muy bajos, como en el caso de la parafina y la naftalina. Sin embargo, existe otro tipo de sólidos en el que los átomos forman una red tridimensional unida por enlaces covalentes. Estos sólidos son duros y quebradizos, con puntos de fusión altos. Estas propiedades se deben, en parte, a la fuerza de los enlaces covalentes y también a la estabilidad de la estructura tridimensional.

Como ejemplos de sólidos que presentan esta estructura se encuentran el diamante, el dióxido de silicio (la arena común) y el carburo de silicio, un material que se utiliza como abrasivo y que contiene átomos de carbono y silicio alternados. Todos poseen la misma estructura del diamante, como se puede apreciar en las siguientes figuras:



Redes cristalinas del diamante y grafito.

De acuerdo con el tipo de enlace químico covalente presente en las sustancias, se tienen las siguientes propiedades para cada uno de ellos:

Propiedades de los compuestos con enlace covalente polar

- Moléculas que existen en los tres estados físicos de agregación de la masa.
- Gran actividad química.
- Solubles en disolventes polares.

- En disolución acuosa son conductores de la electricidad.
- Sus puntos de fusión y ebullición son bajos, pero más altos que los de las sustancias no polares.
- Presentan puntos de fusión y ebullición bajos, pero mayores que los de las sustancias formadas por moléculas no polares de magnitud parecida. Son solubles en líquidos polares. Ejemplos: SO_2, HCl, PCl_5.

Propiedades de los compuestos con enlace covalente no polar

- Moléculas verdaderas y diatómicas (con dos átomos).
- Actividad química media.
- Baja solubilidad en agua.
- No conducen el calor o la electricidad.
- Estado físico gaseoso, aunque pueden existir como sólidos o líquidos.
- Son sustancias gaseosas o muy volátiles, por ejemplo; H_2, O_2, Cl_2, N_2.
- Algunos presentan puntos de fusión enormemente elevados. Son cuerpos muy duros, insolubles en casi todos los disolventes. Ejemplos: carbono (diamante), carburo de silicio (SiC), dióxido de silicio (SiO_2).

Actividad experimental

Enlace químico

Objetivo

Al finalizar la práctica el alumno, en función de las propiedades de una sustancia, determinará el enlace y la polaridad de una sustancia.

Consideraciones teóricas

Los átomos de un compuesto químico se encuentran unidos entre sí mediante fuerzas de atracción, a las que se denomina enlace químico. La unión de los elementos de la tabla periódica genera partículas como: moléculas, radicales o iones. Una de las características principales de los gases nobles e inertes es su extrema estabilidad debido a que sus niveles energéticos se encuentran completos.

El enlace iónico se forma entre dos átomos, uno positivo (metálico) y otro negativo (no metálico). El enlace covalente puede ser polar, no polar o coordinado. Se realiza entre dos no metales, con sus diferentes variaciones entre cada uno de ellos. También existe el enlace metálico, que es cuando se combinan dos o más elementos metálicos. También existe el enlace por puente de hidrógeno que tiene propiedades muy importantes.

Experimento 1	
Material y aparatos	**Sustancias**
4 vasos de precipitados de 100 mL 1 circuito eléctrico	25 mL de solución de cloruro de sodio 25 mL de solución de azúcar 25 mL de ácido clorhídrico 25 mL de agua destilada

Procedimiento

En 4 vasos de precipitados de 100 mL agrega las siguientes soluciones: en el primero, 25 mL de agua destilada; en el segundo, solución de cloruro de sodio; en el tercero, solución de azúcar y en

(Continúa)

Actividad experimental

(*Continuación*)

el cuarto, ácido clorhídrico. Mide la conductividad eléctrica introduciendo en cada una de las soluciones las terminales de cobre, cerrando el circuito.

Observa lo que ocurre, anota tus comentarios: ____

____

Completa lo siguiente:

	Conductor eléctrico	Polar/No polar
Solución de cloruro de sodio:	____________	____________
Solución de azúcar:	____________	____________
Ácido clorhídrico:	____________	____________

Conclusiones: ____

____

____

____

Experimento 2	
Material	**Sustancias**
6 tubos de ensayo de 15 × 150 mm	2 mL de benceno 3 g de cloruro de sodio 3 g de vaselina sólida 3 g de ácido benzoico 10 mL de agua

Procedimiento

Coloca en un tubo de ensayo 3 g de cloruro de sodio; en otro, 3 g de vaselina y, en el último, 3 g de ácido benzoico, a cada uno agrega 10 mL de agua. Tápalos y agítalos. Observa lo que ocurre. Repite el experimento usando benceno en sustitución de agua, tapa y agita.

Observa lo que ocurre, anota tus comentarios ____

____

____

¿Qué tipo de disolvente es el agua? ____

¿Qué tipo de disolvente es el benceno? ____

Conclusiones: ____

____

____

____

(*Continúa*)

Actividad experimental

(Continuación)

Sustancia	Se fundió	Benceno	Polar/No polar
	Sí/No	**Sí/No**	
Ácido benzoico			
Cloruro de sodio			
Vaselina			

Experimento 3	
Material	**Sustancias**
3 Cápsulas de porcelana	5 g de cloruro de sodio
1 Pinzas para cápsula	5 g de azúcar
1 Mechero	5 g de almidón

Procedimiento

En una cápsula de porcelana coloca 5 g de azúcar; sostén la cápsula con las pinzas y acércala a la flama del mechero durante 3 minutos; observa lo que ocurre. Repite el experimento, pero ahora con cloruro de sodio y posteriormente con almidón. Observa lo que ocurre en cada caso:

Observaciones: ____

____

____

____

____

Completa el siguiente cuadro:

Sustancia	Se fundió	Polar/No polar
	Sí/No	
Cloruro de sodio		
Azúcar		
Almidón		

Conclusiones: ____

____

____

____

____

Evaluación formativa

Instrucciones: Selecciona la opción que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda.

( ) **1.** Es la capacidad de combinación que tiene un átomo y consiste en el número de electrones que puede ganar o perder en su último nivel de energía.

a) Número de oxidación
b) Valencia
c) Afinidad electrónica
d) Electronegatividad

( ) **2.** El número de oxidación del cromo en el compuesto $K_2Cr_2O_7$, es:

a) −3 *b*) +2 *c*) −6 *d*) +6

( ) **3.** Tipo de enlace que resulta de la unión de dos átomos mediante la compartición de un par de electrones:

a) Iónico
b) Covalente
c) Metálico
d) Puente de hidrógeno

( ) **4.** ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta enlace iónico?

a) HCl *b*) CCl_4 *c*) CsF *d*) CO_2

( ) **5.** Compuesto que presenta un enlace covalente coordinado:

a) CO_2 *b*) NH_3 *c*) H_2O *d*) H_2SO_4

( ) **6.** Enlace en donde se tienen cationes ordenados que comparten cargas sumergidas en un mar de electrones:

a) Puente de hidrógeno
b) Covalente polar
c) Metálico
d) Iónico

( ) **7.** Un postulado básico de la teoría cinético-molecular es:

a) Cuando las moléculas del gas chocan pierden energía.
b) Las moléculas no chocan unas con otras.
c) El gas está formado por diminutas partículas llamadas átomos o moléculas.
d) Las moléculas de un gas se mueven en una sola dirección.

( ) **8.** Enlace que no permite que los seres vivos mueran al congelarse el agua de los mares o ríos:

a) London
b) Dipolo-dipolo
c) Puente de hidrógeno
c) Ion dipolo

( ) **9.** Expresa que los átomos al reaccionar entre sí tienden a completar la estructura del gas más próximo en la Tabla periódica:

a) Polaridad
b) Regla del octeto
c) Ley de Lewis
d) Ley electrónica

( ) **10.** El número de oxidación del fierro en el compuesto $FeCl_3$, es:

a) −3 *b*) +2 *c*) +3 *d*) −2

2.2.5 Reacciones de combustión

Durante toda su existencia, la humanidad ha utilizado reacciones químicas para producir energía. Éstas han ido desde las más rudimentarias, como la combustión de madera o carbón, hasta las más sofisticadas, como las que tienen lugar en los motores de aviones, naves espaciales, lanchas ultrarrápidas y automóviles de carreras. Como sabemos, las reacciones químicas van acompañadas de un desprendimiento o de una absorción de energía.



Figura 2.60

El despegue de una nave espacial requiere gran cantidad de energía.

Las reacciones químicas provocan una variación de energía, que se manifiesta en forma de **calor**. Su estudio es muy importante, por lo que en este bloque se determinará el calor absorbido o desprendido en las reacciones, así como los posibles métodos para su determinación.

En términos generales, una *reacción de combustión es aquella en la que el oxígeno reacciona con otra sustancia, produciendo habitualmente energía en forma de luz y calor*; por ejemplo, en la combustión de los árboles, hierba, etcétera, durante un incendio forestal. Sin embargo, la mayoría de los compuestos orgánicos puede coexistir con 20% de oxígeno de la atmósfera, sin que ocurra una reacción de combustión.



Figura 2.61

Los incendios contaminan la atmósfera.

Las reacciones de combustión más frecuentes en nuestro entorno son aquellas en las que participan materiales de origen orgánico, constituidos con base en los hidrocarburos, que son compuestos formados de carbono e hidrógeno, como el metano (CH_4), el propano (C_3H_8), el butano (C_4H_{10}), las gasolinas y otros derivados del petróleo. La combustión completa de los hidrocarburos, es decir, una reacción en donde existe suficiente oxígeno, produce dióxido de carbono y agua.

La **combustión** es una oxidación rápida que va acompañada de luz y calor.

$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O + \text{energía (en forma de calor y luz)}$$

Es una reacción que al efectuarse desprende calor (exotérmica). No todas las combustiones producen luz. Para que ocurra una combustión es necesario un material combustible, un comburente y una flama que inicie la reacción.

El **comburente** es la sustancia que permite la combustión, es decir, la que hace arder una sustancia, por ejemplo, el oxígeno, que se combina con el combustible produciendo otros compuestos.

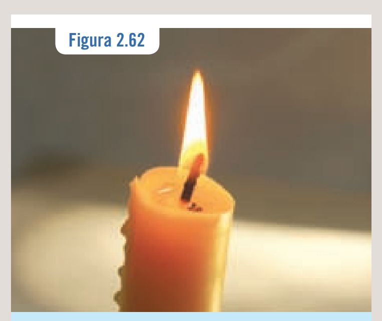
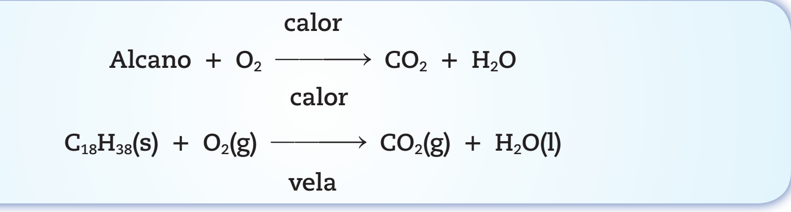


Figura 2.62

La combustión en una vela es una combustión rápida que va acompañada de luz y calor.

El **combustible** es la sustancia que se quema o arde. Aporta la energía. Por ejemplo en el caso de quemar papel, el combustible es la celulosa de que está hecho. El gas de la estufa quema una mezcla de dos gases, propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}). Hay otros combustibles muy utilizados como la leña, la gasolina, el alcohol, la parafina, el petróleo, entre otros.

Una vela está compuesta de carbono e hidrógeno (hidrocarburo), por ejemplo, el octadecano $C_{18}H_{38}$, formado por 18 átomos de carbono. De acuerdo con la siguiente reacción:



Siempre que se quema un hidrocarburo se desprende dióxido de carbono y agua.

Por tanto, lo que se quema son los hidrocarburos de la vela, que en general son excelentes combustibles y representan la fuente de energía más utilizada.

Actividad de aprendizaje

Contesta las siguientes preguntas.

¿De qué sustancias orgánicas están hechas las velas? ____________________

¿Tienen el mismo poder calorífico las velas sólidas que las líquidas o las de gel? __________

¿Por qué? ____________________

¿Cuál es el combustible al quemarse una vela? ____________________

¿Cuál es el comburente al quemarse la vela? ____________________

¿Qué pasa al acercar un vaso de vidrio sobre la flama de una vela? ____________________

____

¿Por qué? ____________________

____

____

Otra reacción de combustión muy importante como generadora de energía para satisfacer las necesidades de nuestra sociedad es la combustión del carbón que, como el petróleo y el gas natural, también es de origen fósil y cuyo constituyente principal es el carbono. La ecuación general que representa la combustión del carbón es:

$$C(s) + O_2(g) \xrightarrow[\text{de activación}]{\text{energía}} CO_2(g) + \text{energía}$$

En la actualidad, es mayor la cantidad de CO_2 que se produce que la que se aprovecha, lo que ha dado lugar a su acumulación en la atmósfera.

2.2.6 Reacciones exotérmicas y endotérmicas

Entalpía de reacción y entalpía de formación

Antes de continuar, se establecerá el significado de algunos términos que se emplean con frecuencia, como la palabra **sistema**. Por sistema se entiende la porción específica del universo en la cual se enfoca la atención.

Por ejemplo, si se quisieran considerar los cambios que se producen en una solución de cloruro de sodio y nitrato de plata, la solución es el sistema, mientras que el vaso de precipitados y todo lo demás son los alrededores.

Para explicar los cambios que se producen en un sistema, es necesario definir con precisión sus propiedades, antes y después de que se produzca el cambio. Por lo regular, esto se hace al especificar el estado del sistema, es decir, al reunir un grupo específico de condiciones de presión, temperatura, número de moles de cada componente y su forma física (digamos, gas, líquido, sólido o forma cristalina). Al especificar estas variables, se han fijado todas las propiedades del sistema. Por tanto, el conocimiento de estas características permite definir sin ambigüedad las propiedades del sistema.

Continuando con el tema, diremos que en los siglos XVII y XVIII, los mundos de la química y la física parecían estar bien delimitados. La química se enfocaba al

estudio de aquellos cambios que implicaban alteraciones en la estructura molecular, entre tanto la física se encargaba del estudio de aquellos cambios que no implicaban dichas alteraciones.

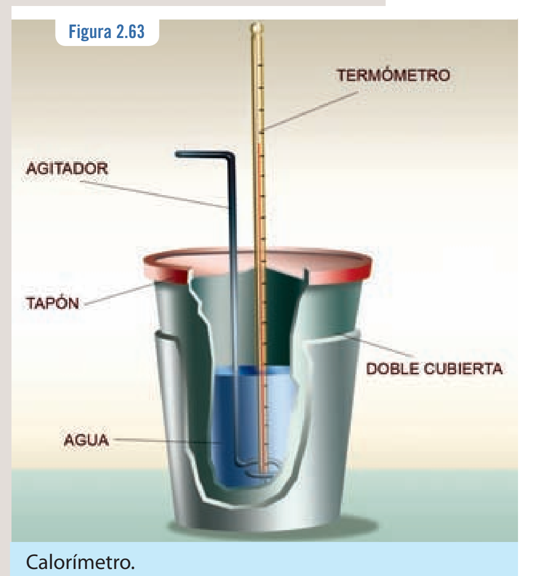
De esta manera, mientras que en la primera parte del siglo XIX **Davy** se ocupaba de alterar la ordenación molecular de los *compuestos inorgánicos* y **Berthelot** la de los *compuestos orgánicos*, los físicos **Joule**, **Mayer** y **Helmholtz** estudiaban el flujo del calor, al que denominaron **termodinámica** (de las palabras griegas que significan *movimiento de calor*). En 1840, su trabajo comprobó que en los cambios sufridos por el calor y otras formas de energía, no se destruye ni se crea energía. A este principio se le llamó la **Ley de la conservación de la energía**, o **primer principio de la termodinámica**.

A estos trabajos sucedieron las aportaciones de los físicos **Carnot**, **Thomson**, **Kelvin** y **Clausius**. Ellos demostraron que *el calor, abandonado a sí mismo, fluye espontáneamente de un punto con mayor temperatura hacia otro con menor temperatura,* y que a partir del calor se puede obtener trabajo sólo cuando existe tal flujo de calor a través de una diferencia de temperaturas. Esta inferencia fue generalizada para aplicarla a cualquier forma de energía que fluye desde un punto de mayor intensidad hacia otro de menor intensidad.

Por su parte, en 1850, **Clausius** estableció el término **entropía** para designar la proporción entre el calor contenido en un sistema aislado y su temperatura absoluta. Asimismo, demostró que en cualquier cambio espontáneo de energía, la entropía del sistema se incrementa. Este principio se llamó **segundo principio de la termodinámica**.

Tales avances en el terreno de la física no podían aislarse de la química, ya que después de todo, aparte del Sol, la mayor fuente de calor en el mundo del siglo XIX residía en las reacciones químicas, como la combustión de la madera, el carbón y el petróleo. Por esta misma época, también se observó que otras reacciones químicas desarrollaban calor, como la neutralización de ácidos por bases. De hecho, todas las reacciones químicas implican algún tipo de transferencia térmica, ya sea de emisión de calor (y a veces luz) al entorno, o bien de absorción de calor (y a veces de luz) desde el entorno.

En 1840, los mundos de la química y de la física se unieron y comenzaron a marchar juntos gracias al trabajo del químico ruso-suizo **Germain Henri Hess** (1802-1850). Hess dio a conocer los resultados de cuidadosas medidas que había tomado sobre la cantidad de calor desarrollada en las reacciones químicas entre cantidades fijas de algunas sustancias.



Calorímetro.

Logró demostrar que la cantidad de calor producida (o absorbida) en el paso de una sustancia a otra era siempre la misma, sin importar la ruta química por la que había ocurrido el cambio, ni en cuántas etapas. Debido a esta generalización (ley de Hess), Hess es considerado en ocasiones como el fundador de la termoquímica (química del calor de las reacciones químicas). Basándose en dicha ley, parecía altamente probable que la ley de la conservación de la energía se aplicase tanto a los cambios químicos como a los físicos.

Entre 1860 y 1869, **Pierre Berthelot**, quien había hecho importantes trabajos en síntesis orgánica, concentró su atención en la termoquímica. Para ello, ideó algunos métodos para efectuar reacciones químicas dentro de cámaras cerradas rodeadas por agua a temperatura conocida, y a partir del incremento en la temperatura del agua circundante al finalizar la reacción, podía medirse la cantidad de calor desarrollada por la misma. Utilizando este tipo de **calorímetro** (de la palabra latina que significa *medida de calor*), Berthelot obtuvo determinaciones cuidadosas de la cantidad de calor desarrollada por cientos de diferentes reacciones químicas.

A partir de la explicación previa sobre el calor en las reacciones químicas, podemos decir que una razón por la cual se llevan a cabo es porque los productos alcanzan un estado de energía menor, más estable que el de los reactivos. Para que los productos alcancen este estado más estable, se debe liberar y emitir energía a los alrededores en forma de calor (o como trabajo y calor).

Cuando se neutraliza una solución de una base agregando un ácido, la liberación de energía se nota por un aumento inmediato de temperatura en la solución. Por ejemplo, cuando el motor de un automóvil quema gasolina, desde luego se libera calor, y al mismo tiempo parte de la energía efectúa el trabajo de mover el automóvil.

Entalpía de reacción ($\Delta H_{reacción}$)

La entalpía o calor de reacción se define como el calor absorbido o desprendido al efectuarse una reacción química.

Matemáticamente: $\Delta H_{reacción} = \Sigma H^0_{f\ productos} - \Sigma H^0_{f\ reactivos}$

La **entalpía** (del griego *enthalpein* que significa *calentar*), cuya representación es la siguiente:

H = Q_p

Q = Calor termodinámico,

p = sistema termodinámico a presión constante.

La entalpía (H) es una propiedad termodinámica utilizada para especificar o medir la cantidad de calor involucrado en una reacción química a presión constante:

$$H = E + W = E + PV$$

A presión constante, los cambios ocurridos en una reacción se miden por ΔH.

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V \qquad (1)$$

De la primera ley de la termodinámica tenemos:

$$\Delta E = Q - W = Qp - P\Delta V \qquad (2)$$

Sustituyendo (2) en (1):

$$\Delta H = Qp - P\Delta V + P\Delta V = Qp \longrightarrow \Delta H = mCp\Delta T$$

La entalpía como una función de estado, sólo depende de los valores final e inicial:

$$\Delta H = H_f - H_i$$

ΔH = Calor absorbido o cedido por el sistema durante una reacción a presión constante (cal/mol)

Esto indica que en una reacción química la variación de entalpía depende de las entalpías de los reactivos y de los productos

$$\Delta H_{reacción} = \Sigma H^0_{f\ productos} = \Sigma H^0_{f\ reactivos}$$

"El calor de una reacción química es igual a la suma de los calores de formación de los productos, menos la suma de los calores de formación de los reactivos."

Las reacciones químicas pueden ser **exotérmicas** o **endotérmicas**. Las primeras liberan calor, mientras que las segundas lo absorben.

Cuando: $\Sigma H^0_{f\ productos} > \Sigma H^0_{f\ reactivos} \longrightarrow \Delta H_{reacción} = +$**(endotérmica)**
absorbe calor

Cuando: $\Sigma H^0_{f\ productos} < \Sigma H^0_{f\ reactivos} \longrightarrow \Delta H_{reacción} = -$**(exotérmica)**
libera calor

Entalpía de formación (H^0_f)

La entalpía o calor de formación es la variación de entalpía (calor) que acompaña a la formación de un mol de un compuesto en su estado normal (1 atm y 298 K), a partir de sus elementos en sus estados normales.

Ejemplo:

Determina el calor de la siguiente reacción:

$$H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \xrightarrow[298\ K]{1\ atm} H_2O(g) \qquad \Delta H_{reacción} = ?$$

$$\Delta H_{reacción} = \Sigma H^0_{f\ productos} - \Sigma H^0_{f\ reactivos}$$

$$\Delta H_{reacción} = [H^0_f\ H_2O(g)] - [H^0_f\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ H^0_f\ O_2(g)]$$

$$\Delta H_{reacción} = [-57.8\ Kcal] - [\ O + \frac{1}{2}(O)]$$

$$\Delta H_{reacción} = -57.8\ Kcal - O$$

$$\Delta H_{reacción} = -57.8\ Kcal \quad \text{(reacción exotérmica)}$$

Como se observa, por convención el calor de formación de cualquier elemento a 1 atm y 298 K vale cero.

Las entalpías de formación de las moléculas de las sustancias se han cuantificado y se encuentran registradas en tablas termodinámicas. Estas entalpías de formación son determinadas por medio de un calorímetro, como ya se indicó antes, cuando la reacción es completa, es decir, cuando no tiene reacciones secundarias.

Como ya se mencionó en el tema anterior, las reacciones que **necesitan o absorben calor** para realizarse, se llaman **endotérmicas** y su entalpía de reacción es **positiva**. En forma consecuente las reacciones que **liberan o desprenden calor** al efectuarse, se llaman **exotérmicas** y su entalpía de reacción es **negativa**.

En una reacción exotérmica, el calor es un producto y se puede escribir al lado derecho de la ecuación de reacción; en las reacciones endotérmicas se puede considerar al calor como un reactivo y se escribe del lado izquierdo de la ecuación. Los siguientes ejemplos muestran al calor en una reacción exotérmica y una endotérmica.

$H_2(g) + Cl_2(g) \longrightarrow 2HCl(g) + 185\ kJ\ (44\ Kcal)$ Exotérmica **(libera calor)**

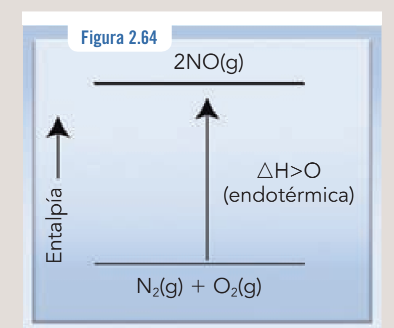
$N_2(g) + O_2(g) + 181\ kJ\ (43.2\ Kcal) \longrightarrow 2NO(g)$ Endotérmica **(absorbe calor)**

De los experimentos anteriores podemos concluir que a la primera reacción se le llama exotérmica, pues de ella se desprende energía en forma de calor. Por el contrario, al segundo proceso se le conoce como endotérmico, pues se absorbe energía en forma de calor. Por tanto, a la cantidad de energía térmica producida en una reacción se le llama *calor de reacción*, y las unidades empleadas para su medición son los *kilojoules (kj)*, o las *kilocalorías (Kcal)*.

Ejemplos:

1. Determina el calor de reacción de las siguientes ecuaciones químicas, indicando si son exotérmicas o endotérmicas. Utiliza los datos que se te proporcionan en las tablas.

   a) $PCl_5(g) + H_2O(g) \longrightarrow POCl_3(g) + 2\ HCl(g)$



Cambio de entalpía para la combustión de $N_2(g)$ y $O_2(g)$ para formar $2NO(g)$. El sistema absorbe calor de su entorno, aumentando su entalpía. El proceso es endotérmico y ΔH es positivo.

Datos:

Sustancia	Calor de formación H^0_f (Kcal/mol)
$PCl_5(g)$	−95.4
$POCl_3(g)$	−141.5
$H_2O(g)$	−57.8
$HCl(g)$	−22.1

$\Delta H_{reacción} = \Sigma H^0_{f\ productos} - \Sigma H^0_{f\ reactivos}$

$\Delta H_{reacción} = [H^0_f\ POCl_3(g) + 2H^0_f\ HCl(g)] - [H^0_f\ PCl_5(g) + H^0_f\ H_2O(g)]$

$\Delta H_{reacción} = [-141.5 + 2(-22.1)] - [-95.4 + (-57.8)]$

$\Delta H_{reacción} = [-141.5 - 44.2] - [-95.4 - 57.8]$

$\Delta H_{reacción} = [-185.7] - [-153.2]$

$\Delta H_{reacción} = [-185.7 + 153.2]$

$\Delta H_{reacción} = [-32.5] = -32.5$ Kcal/mol (Reacción exotérmica, desprende calor)

b) $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

Datos:

Sustancia	Calor de formación H^0_f (Kcal/mol)
$CaCO_3(s)$	−95.4
$CaO(s)$	−141.5
$CO_2(g)$	−57.8

$\Delta H_{reacción} = \Sigma H^0_{f\ productos} - \Sigma H^0_{f\ reactivos}$

$\Delta H_{reacción} = [H^0_f\ CaO(s) + H^0_f\ CO_{2l}(g)] - [H^0_f\ CaCO_3(g)$

$\Delta H_{reacción} = [-141.5 + (-57.8)] - [-95.4]$

$\Delta H_{reacción} = [-141.5 - 57.8] - [-95.4]$

$\Delta H_{reacción} = [-199.3] - [-95.4]$

$\Delta H_{reacción} = [-199.3 + 95.4]$

$\Delta H_{reacción} = [-103.9] = -103.9$ kcal/mol (Reacción exotérmica, desprende calor)

Las reacciones químicas se pueden realizar a volumen o presión constante, por lo que podemos decir que en una reacción se puede evaluar el calor en esas dos condiciones.

Cuando se evalúa a presión constante podemos hablar de un calor a presión constante, mismo que se representa así:

$$(Q_p)$$

Dicho valor se conoce como **entalpía** (del griego *enthalpein* que significa *calentar*) cuya representación es la siguiente:

$$H = Q_p$$

Por otra parte, el cambio en la entalpía para un proceso a presión constante está dado por las condiciones finales del proceso menos las condiciones iniciales. Dicho de otra manera:

Cambio de entalpía = entalpía final − entalpía inicial

$$\Delta H = H_{final} - H_{inicial}$$

La expresión anterior nos dice que el cambio de entalpía, ΔH, es el calor adicionado a (o perdido por) un sistema a presión constante. Por consiguiente, si estudiamos una reacción en un recipiente abierto a la atmósfera, como un matraz, ΔH será igual al flujo de energía en forma de calor; por esta razón, el cambio de entalpía se suele llamar calor de la reacción.

Los cambios de entalpía son muy importantes en termoquímica, ya que los valores que nos proporcionan están directamente relacionados con la energía. El cambio de entalpía para una reacción química está dado por la entalpía de los productos (valor final) menos la entalpía de los reactivos (valor inicial).

Si los productos de la reacción tienen una entalpía mayor que la de los reactivos, ΔH será de signo positivo; en este caso, el sistema absorbe calor y la reacción es endotérmica (un ejemplo sería la combinación entre el N_2 y O_2 para darnos NO). Por otra parte, si el contenido de entalpía de los productos es menor que el de los reactivos (reacción exotérmica), ΔH será de signo negativo. Esta situación se presenta, por ejemplo, cuando el hidrógeno se combina con el oxígeno.

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g) + \text{calor}$$

$$\Delta H = -57.8 \text{ Kcal/mol}$$

El cambio de entalpía de esta reacción se presenta en las figuras siguientes:

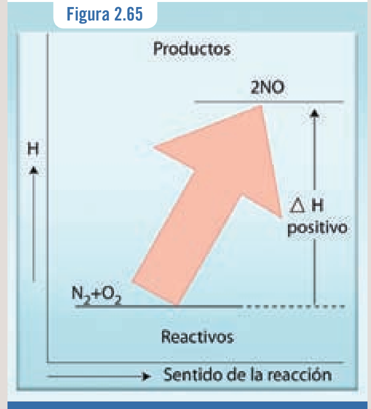


Diagrama entálpico de una reacción endotérmica.



Al encender un globo que contiene gas de hidrógeno se produce una reacción violenta.

Antes de seguir profundizando en este concepto de la entalpía, consideremos tres de sus características más importantes:

1. La entalpía es una propiedad extensiva; esto significa que la magnitud de ΔH es directamente proporcional a la cantidad de reactivos consumidos en el proceso. Por ejemplo, si consideramos la reacción en que se quema metano y oxígeno para formar dióxido de carbono y agua, en un recipiente a presión constante, encontraremos que experimentalmente se producen 802 kJ de calor cuando se quema 1 mol de CH_4. Lo anterior lo podemos expresar de la siguiente forma:

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

$$\Delta H = -802 \text{ kJ}$$

El signo negativo para ΔH nos dice que esta reacción es exotérmica. Por otra parte, hay que hacer notar que ΔH se coloca al final de la ecuación balanceada, sin

mencionar explícitamente la cantidad de las sustancias químicas involucradas. Asimismo, se sobreentiende que los coeficientes de la ecuación balanceada representan el número de moles de reactivos que producen el cambio de entalpía indicado.

De esta manera, la reacción de 1 mol de CH_4 con dos moles de O_2 produce 802 kJ de calor, y la reacción de 2 moles de CH_4 con 4 moles de O_2 produce 1 604 kJ.

2. El cambio de entalpía de una reacción es igual en magnitud, pero de signo opuesto al ΔH de la reacción inversa. Por ejemplo, cuando se invierte la reacción entre el metano y el oxígeno, el ΔH para el proceso es +802 kJ, o sea:

$$CO_2(g) + 2H_2O(g) \longrightarrow CH_4(g) + 2O_2(g)$$

$$\Delta H = 802 \text{ kJ}$$

Cuando invertimos una reacción, también invertimos los roles de los productos y de los reactivos; los reactivos de una reacción se convierten en los productos de la reacción inversa y viceversa. A partir de la ecuación:

$$\Delta H = H_{productos} - H_{reactivos}$$

podemos ver que, invirtiendo los productos y los reactivos, llegamos a la misma magnitud, pero con un cambio de signo para ΔH.

3. El cambio de entalpía de una reacción depende del estado de los reactivos y de los productos. Si el producto de la reacción del metano fuera H_2O líquida en lugar de H_2O gaseosa, ΔH sería −890 kJ en lugar de −802 kJ. Se dispone de mayor cantidad de calor para transferirlo al entorno porque se liberan 88 kJ cuando se condensan 2 moles de agua gaseosa al estado líquido. Ejemplo:

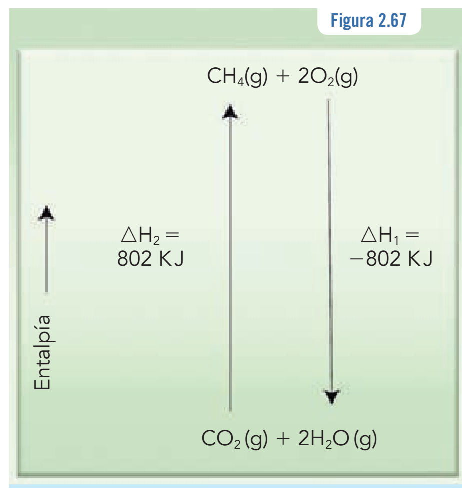
$$2H_2O(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$$

$$\Delta H = -88 \text{ kJ}$$

Por consiguiente, se debe especificar el estado de los reactivos y de los productos, además, a menudo suponemos que los reactivos y los productos están a la misma temperatura, esto es a 25 °C, a menos que se indique otra cosa.

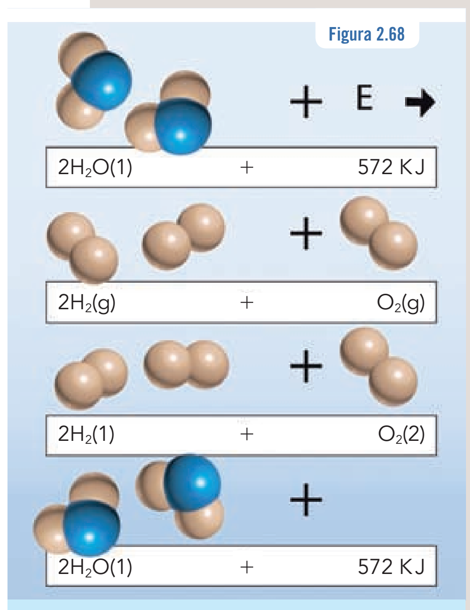
El cambio de entalpía, asociado con un proceso químico, suele ser de gran importancia. Como veremos, hay formas mediante las que podemos evaluar esta importante propiedad; así, ΔH se puede determinar directamente mediante un experimento o se puede calcular por medio de la ley de Hess.

Figura 2.67



Al invertir una reacción, cambia el signo, pero no la magnitud del cambio de entalpía: $\Delta H_2 = -\Delta H_1$.

Figura 2.68



Conservación de la energía en la descomposición o formación del agua.

Evaluación formativa

(   ) ¿Cuál de las siguientes reacciones constituye un ejemplo de reacción exotérmica?

a) $H_2SO_4 \longrightarrow SO_3 + H_2O \quad \Delta H_{Reacción} = 31\,140$ calorías

b) $2\ H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2 - 116\,000$ calorías

c) $2\ NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O + 68\,730$ calorías

Fundamenta tu respuesta: ____

____

____

Las siguientes reacciones se pueden cuantificar en un calorímetro, porque sólo forman un producto:

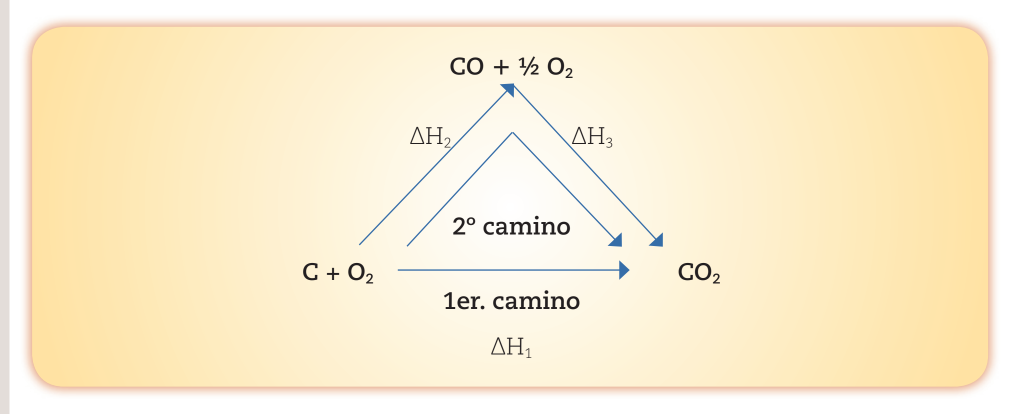
$$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H^0_f = -94.052 \text{ Kcal}$$

$$CO(g) + \tfrac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H^0_f = -67.64 \text{ Kcal}$$

Pero la siguiente reacción no puede ser determinada por medio de un calorímetro, ya que puede producir CO y CO_2 al mismo tiempo:

$$C(s) + \tfrac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO(g) \qquad \Delta H^0_f = ? \text{ Kcal}$$

Por lo que es necesario calcular su calor de formación utilizando las reacciones que puede producir (las primeras):



En otras palabras, para producir CO_2 existen dos caminos:

Primero: $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)\ \Delta H_1 = -94.05$ Kcal (1)

Segundo: $C(s) + \tfrac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO(g)\ \Delta H_2 = ?$ (2)

$CO(g) + \tfrac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)\ \Delta H_3 = -67.64$ Kcal (3)

Aplicando el concepto de función variable de estado (sólo depende de los estados iniciales y finales)

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_3$$

Sustituyendo valores: $\Delta H_2 = -94.05 - (-67.64) = -26.41$ Kcal

Se puede observar también que si se resta la ecuación (3) de la (1), se obtiene la ecuación (2):

$$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H_1 = -94.05 \text{ Kcal}$$

$$- \quad CO(g) + \tfrac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H_3 = -67.64 \text{ Kcal}$$

$$C(s) + \tfrac{1}{2} O_2(g) - CO(g) \longrightarrow \underline{\qquad\qquad} \quad \Delta H = [-94.05] - [-67.64]$$

$$\Delta H = [-94.05 + 67.64]$$

$$\longrightarrow \mathbf{\Delta H = -26.41\ Kcal\ (exotérmica)}$$

Con lo cuál obtenemos la **ley de Hess**: "El calor de una reacción (ΔHr) es independiente del número de etapas o de la naturaleza del camino a través del que se realiza".

Evaluación formativa

Calcula el calor de la siguiente reacción:

$FeO(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$ $\Delta H_{reacción} = ?$

Conociendo los siguientes datos:

$Fe(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow FeO(s)$ $\Delta H = -64.3$ Kcal

$C(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO(g)$ $\Delta H = -26.4$ Kcal

$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -94.04$ Kcal

2.2.7 Calores de combustión

El calor de combustión se define como la energía que se desprende en forma de calor cuando se quema un combustible, para ser aprovechada.

Cuando se queman combustibles como el carbón, el petróleo o los derivados de éste, obtenemos energía, la cual se libera durante la reacción.

Las combustiones son reacciones exotérmicas, ya que en sus productos se libera energía. Un combustible produce una combustión al reaccionar con el oxígeno y, como se ha reiterado en párrafos anteriores, se produce CO_2, agua y energía calorífica.

Entre los principales combustibles se tienen: madera, lignito, carbón de piedra, carbón vegetal, antracita, petróleo, gasolina y gas.

El gas metano (CH_4) que se emplea para cocinar los alimentos y calentar las casa, así como la gasolina que proporciona energía para los automóviles y los combustibles fósiles que se emplean para generar electricidad en plantas eléctricas, son alcanos. El metano constituye hasta 97% del gas natural, combustible que se emplea en los aparatos de gas y en muchos laboratorios. El gas propano líquido (LP) se emplea como combustible en equipo portátil para acampar y en casas que carecen de líneas de gas directas.

El gas metano que se distribuye en la actualidad tiene una capacidad calorífica de aproximadamente 9 400 calorías por litro al añadirle nitrógeno. Un aditivo odorizante permite notar su presencia. Aunque así ya no es tan tóxico, sigue siendo peligroso por los riesgos de explosión que representa. Como sabemos, al quemar los hidrocarburos se producen dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O) y energía:

$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$ + energía

Metano

$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$ + energía

Propano

$C_8H_{18(g)} + 25/2O_{2(g)} \longrightarrow 8CO_{2(g)} + 9H_2O_{(l)}$ + energía

Octano (gasolina)

Al quemar los siguientes combustibles, se generan las cantidades de calor que se mencionan, en unidades de caloría por kilogramo:

Madera	=	3 200	Antracita	=	8 000
Lignito	=	4 800	Petróleo	=	8 800
Carbón de piedra	=	7 200	Gasolina	=	9 500
Carbón vegetal	=	7 500	Gas	=	13 300



Figura 2.69

La quema de los hidrocarburos (gasolina, gas natural) nos permite obtener energía calorífica.

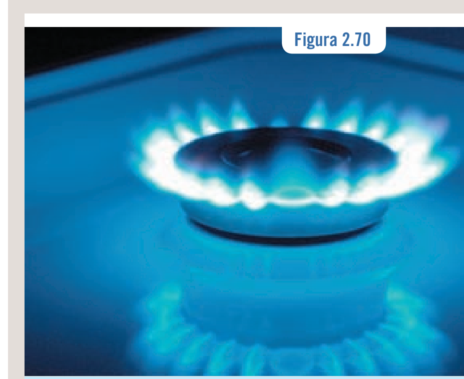


Figura 2.70

La combustión del gas doméstico (gas butano o LP) nos da una flama azul característica.

2.2.8 Energías de enlace

La siguiente tabla describe las energías de enlace promedio en kilocalorías/mol para un grupo de enlaces que se encuentran frecuentemente.

Enlace simple

	H	C	N	O	F	Si	P	S	Cl	Br	I
H	104	99	93	111	135	70	76	81	103	88	71
C	83	70	84	105	69	63	62	79	66	57	
N	40	48	65	–	50	–	48	–	–		
O	33	44	88	84	–	49	–	48			
F	37	129	117	68	61	–	–				
Si	42	51	54	86	69	51					
P	51	55	79	65	51						
S	51	60	51	–							
Cl	58	52	50								
Br	46	43									
I	36										

Energías de enlace promedio en Kcal/mol (para encontrar su equivalencia en KJ se multiplican estos valores por 4.185).

Enlaces múltiples

N = N 100

N = _ N 225

O = O 118

C = _O 257 (en el CO)

C = C 146

C = _ C 200

C = O 192 (en el CO_2)

Ejemplo:

Calcular el calor de combustión del metano (CH_4).

Utilizando las energías de enlace, calcular el calor de combustión del metano (CH_4).

Reacción química:

$$CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

La forma estructural, es la siguiente:

```
      H
      |
  H — C — H + 2 O = O ———→ O = C = O + 2 H — O — H
      |
      H
```

Para calcular la energía desprendida por la combustión del metano (CH_4), se calcula la energía total que es absorbida por los reactivos para romper todos sus enlaces, y la energía total desprendida al formarse los enlaces en los productos. La diferencia entre éstas representa la energía neta desprendida o absorbida, cuando se forman los nuevos enlaces en los productos.

De la información disponible en la tabla anterior de energía de enlace se tienen los siguientes datos:

Energía absorbida para romper los enlaces de los reactivos

Enlace C − H 99 Kcal /enlace

Enlace O = O 118 Kcal/enlace

Para romper cuatro enlaces C−H se requieren entonces 4 × 99 Kcal, y para romper los dos enlaces O = O se requieren 2 × 118 Kcal.

El total es: 4(99) + 2(118) = 396 Kcal + 236 Kcal = 632 Kcal para romper los enlaces de un mol de metano y dos moles de los productos.

Energía desprendida al formarse enlaces en los productos

La energía del enlace C = O es de 192 Kcal por enlace (en el CO_2), y el enlace O − H tiene una energía de 111 Kcal/enlace. Al formarse dos enlaces C = O se desprenden 2 × 192 Kcal, y al formarse cuatro enlaces O − H se desprenden 4 × 111 Kcal. El total es de 2(192) + 4(111) = 384 Kcal + 444 Kcal = 828 Kcal desprendidas al formarse los enlaces de los productos.

Por tanto, la energía originada en la reacción de combustión del metano, es:

Energía neta = Energía absorbida – Energía desprendida

= 632 Kcal + (−828 Kcal) = −196 Kcal/mol de metano

El valor medido experimentalmente en un calorímetro es de 192 kcal/mol, de tal forma que podemos concluir que el uso de las energías promedio de enlace proporcionan un método alternativo para calcular el calor desprendido o absorbido en una reacción química (H_r).

2.3 Calidad del aire

Los **contaminantes primarios** son los productos químicos que la atmósfera recoge directamente de: 1) los fenómenos naturales, por ejemplo, tormentas de polvo o emisiones volcánicas, y 2) los que resultan de la actividad humana, por ejemplo, combustión en vehículos, chimeneas de las fábricas, evaporación de solventes, etcétera.

Los **contaminantes secundarios** son aquellos compuestos indeseables que se forman como resultado de las reacciones entre ellos mismos, o bien, como resultado de las reacciones entre los componentes básicos del aire. Ejemplos de contaminantes secundarios son el ozono (O_3), el ácido nítrico (HNO_3), el ácido sulfúrico (H_2SO_4), el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), la mayoría de las sales de NO_3 y SO_4^{-2} y los NPA (nitratos de peroxiacilo).

Es conveniente mencionar que, en las áreas densamente pobladas, los niveles de la mayoría de los contaminantes primarios están determinados por la actividad humana, es decir, somos responsables del deterioro o la conservación ambiental en estas áreas. Esto, desde luego, sin olvidar que la naturaleza es también un generador de la hemos llamado “contaminantes”.

La contaminación atmosférica se origina por la emisión de sustancias contaminantes que pueden ser debidas a fuentes naturales biológicas, volcánicas y geológicas; *si éstos se emiten directamente a la atmósfera* se les llama **contaminantes primarios**, mientras que si se forman en ella como productos de reacciones químicas entre los contaminantes primarios, se les da el nombre de **contaminantes secundarios**.

Existen **cinco clases** principales de **contaminantes primarios** gaseosos, que son monóxido de carbono, óxidos de nitrógeno hidrocarburos y macropartículas.

En el aire se presentan diversos contaminantes, principalmente por las actividades de la sociedad industrial. Hay muchos procesos industriales que generan subproductos

gaseosos que no son útiles. Los automóviles producen gases de desecho y la mayoría de los procesos de manufactura y la combustión de la basura producen gases y humo. Los anteriores productos se mezclan en la atmósfera y se convierten en componentes semipermeables. Llamándose a éstos contaminantes primarios del aire.

Principales contaminantes químicos

La química del medio ambiente comprende en realidad todos los aspectos de la química. Si bien ocurren en la naturaleza gran número de procesos químicos, muchos de ellos han sido agregados por el hombre para satisfacer las necesidades de su familia y de la sociedad, y que a su vez están relacionados entre sí. El concepto de lo que se ha llamado química del medio ambiente, se deriva de la observación de algunas de las cosas que hacemos como sociedad y que afectan químicamente otras que poseemos o realizamos. Así pues, nuestro interés en este campo se enfoca hacia los procesos por los que un conjunto de circunstancias pueden llegar a afectar a otras, por ejemplo, la forma en que se emiten los contaminantes del aire, del agua y del suelo, cómo se pueden medir, controlar y qué reacciones sufren. También es muy importante identificar qué otras fuentes alternativas de energía tenemos en la actualidad, para evitar contaminar más nuestro planeta.

Actividad de aprendizaje

¿Perjudica el calentamiento global al planeta?

Ante los acontecimientos presentes (2010), surge la pregunta: ¿Cuál es la proyección de los efectos del calentamiento global? Suponiendo que todo sigue igual; se predice que el nivel de los océanos se elevará alrededor de 6 cm por década a lo largo del siglo XXI, lo que llevaría a un incremento aproximado de 20 cm para el año 2030. Serían de esperar cambios regionales de clima, incluida una reducción en las precipitaciones de verano y en la humedad del suelo en América del Norte. Los mayores incrementos de temperatura se pronostican para latitudes mayores que 40°, donde la quema de combustibles fósiles y los cambios estacionales en el crecimiento de las plantas son de mayor magnitud. Esto podría tener un impacto considerable en áreas importantes de producción de alimentos. Ciertas regiones podrían perder terreno cultivable y podría cambiar la ubicación de las mejores regiones agrícolas.



Figura 2.71

◄ Aunque el aumento en el dióxido de carbono (CO_2) produciría un calentamiento del planeta, nadie puede predecir todavía con exactitud lo que ocurrirá con el clima. Son demasiados los factores que influyen sobre él, y la mayoría de ellos se afectan mutuamente, a menudo en formas que todavía no se comprenden bien. Los asentamientos humanos calientan la Tierra al reducir su reflectividad, oscureciéndola con ciudades y granjas que sustituyen a bosques y llanuras. Los automóviles y la contaminación local afectan las temperaturas locales; las partículas de esmog pueden hacer al clima más cálido o más frío. Por añadidura, el clima del planeta sufre ciertos alternos de edades de hielo y periodos de calor; podría suceder que nos hallemos en la parte alta cálida de un ciclo.

De hecho, muchos científicos predicen que, lejos de acercarnos a un periodo de calentamiento global, nos aproximamos a otra edad de hielo. En tal caso, un incremento de CO_2 podría ser lo que el mundo necesita para contrarrestar esa tendencia. Pero no hay que contar con ello.

Instrucciones

Con ayuda de tu profesor, reúnete con 2 o 3 de tus compañeros de clase y realicen esta actividad; comparen los resultados obtenidos con otros alumnos. Contesten las preguntas y anoten sus conclusiones.

(Continúa)

Actividad de aprendizaje

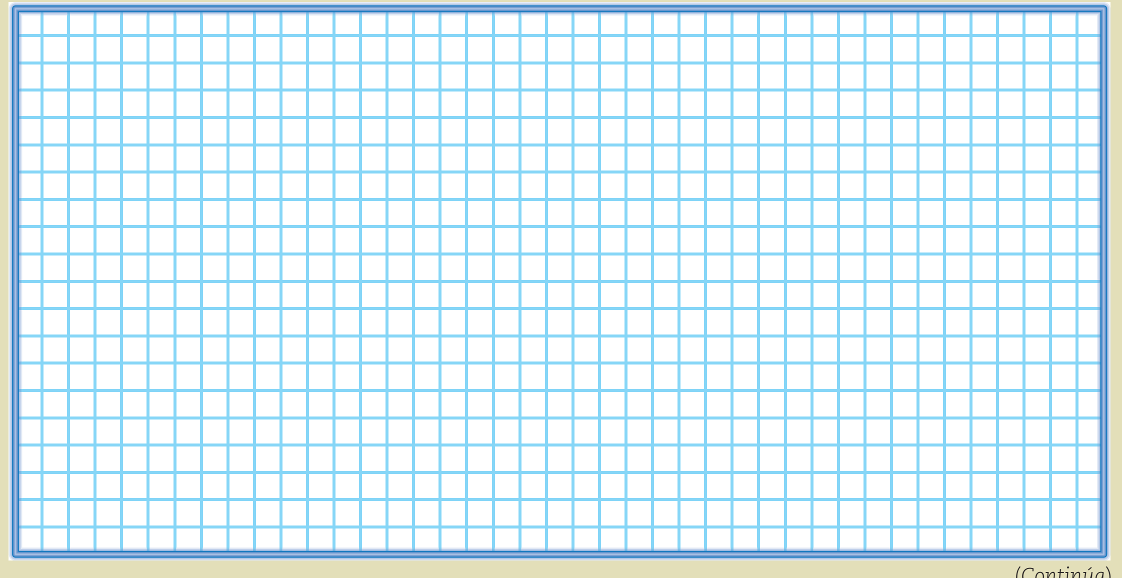
(Continuación)

1. Grafica los datos de niveles de CO_2 de la tabla siguiente, que muestran mediciones promedio realizadas en el observatorio Mauna Loa, en Hawai.

Prepara el eje horizontal de manera que incluya los datos de 1870 a 2050. El eje vertical representará niveles de CO_2 de 280 a 600 ppm. Grafica los puntos apropiados y dibuja una curva suave y continua que represente la tendencia de esos puntos. (No dibujes una línea recta ni intentes conectar todos los puntos; la curva continua indica una tendencia general.)

2. Suponiendo que la tendencia de tu curva continua prosigue de 1990 a 2050, extiéndela con una línea punteada hasta el año 2050. Esta extrapolación es una predicción para el futuro, con base en tendencias del pasado.

Año	Nivel aproximado De CO_2 (ppm por volumen)
1870	291
1900	287
1920	303
1930	310
1960	317
1965	320
1970	325
1972	328
1974	330
1976	332
1978	335
1980	338
1982	341
1984	344
1986	347
1988	351



(Continúa)

Actividad de aprendizaje *(Continuación)*

3. Con la gráfica elaborada, contesta las siguientes preguntas:

¿Qué indica tu grafica respecto al cambio general en los niveles de CO_2 desde 1870? ____________

____

Con base en tu extrapolación, predice los niveles de CO_2 para:

a) El año en curso: ____

b) El año 2010: ____

c) El año 2030: ____

d) El año 2050: ____

Ten en cuenta que las extrapolaciones de este tipo son siempre tentativas. En el futuro pueden surgir factores del todo imprevistos.

¿Qué predicciones de las anteriores tienen más posibilidades de ser acertadas? ____________

¿Por qué? ____

Describe los factores que podrían hacer que tus extrapolaciones sean incorrectas.

____

____

____

¿Qué suposiciones implica realizar extrapolaciones a partir de datos conocidos? ____________

____

____

____

2.3.1 Principales contaminantes y fuentes de contaminación

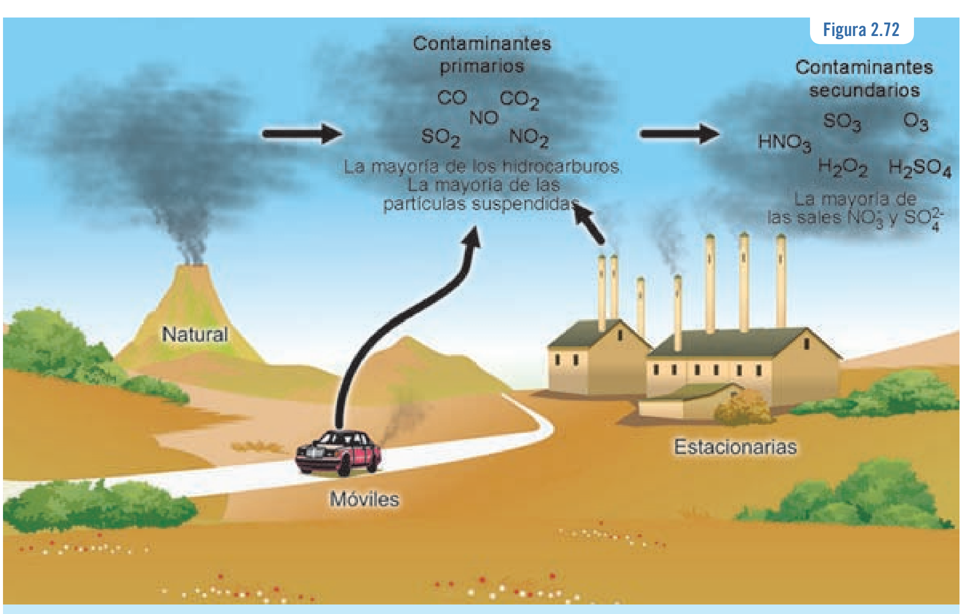
Los contaminantes antropogénicos del aire se clasifican en primarios y secundarios, según la fuente que los emite. Pueden ser de origen natural o resultado de la actividad humana, o haber llegado a la atmósfera indirectamente como resultado de los procesos químicos que ocurren en ella.

A través de toda la historia, al hombre le han afectado los humos de diversos tipos que se desprenden al quemar combustibles, a medida que se fueron desarrollando las grandes urbes y se puso en marcha la revolución industrial, la contaminación del aire debida a la combustión del carbón se fue haciendo común en las ciudades europeas, principalmente en Inglaterra.

Pero no es éste el único país que lo sufre, ya que en el planeta existen cientos de ciudades industriales que sufren este fenómeno, entre ellas podemos mencionar a México, Río de Janeiro, Milán, Ankara, Nueva Delhi, Melbourne, Tokio, Moscú y más de 300 ciudades de EUA.

En algunos viajes espaciales los astronautas han observado concentraciones amarillentas de esmog a 1 610 km sobre la superficie terrestre.

Se sabe que la contaminación del aire afecta la salud de cualquier ser viviente en el mundo; además, los días con mucho esmog tienen efectos psicológicos en los seres humanos, de hecho se sabe que durante esos días hay un incremento en la depresión e irritabilidad, y en general en las actividades del hombre.



Fuentes y tipos de contaminantes. La emisión producida por las actividades humanas puede provenir de fuentes móviles (automóviles) y fuentes estacionarias (plantas de energía e industriales).

Las actividades de una sociedad industrial y sus automóviles producen gases de desecho y la mayoría de los procesos de manufactura y de combustión de la basura producen gases y humo. Cuando esos productos gaseosos se mezclan con la atmósfera, se convierten en componentes semipermanentes, el hecho de liberar tales productos al aire no significa que éstos desaparezcan, en realidad, sino que producen una grave contaminación.

Los problemas de la contaminación del aire se originan debido a que estos contaminantes se acumulan en determinadas zonas geográficas; los gases producidos por una sociedad industrial y liberados a la atmósfera se conocen como contaminantes primarios del aire.

Existen cinco clases principales de contaminantes primarios en la atmósfera, éstos son:

Monóxido de carbono	**CO**
Óxidos de azufre	**SO_x**
Dióxido de azufre	SO_2
Trióxido de azufre	SO_3
Óxidos de nitrógeno	**NO_x**
Monóxido de nitrógeno	NO
Dióxido de nitrógeno	NO_2
Hidrocarburos	**HC**
Macropartículas	

Es conveniente observar que, además, cada uno de estos contaminantes se produce en grandes cantidades, debido a fuentes naturales biológicas, volcánicas y geológicas.

Algunos compuestos que contienen azufre se encuentran en cierto grado en la atmósfera natural, no contaminada, y se originan por la descomposición de la mate-

ria orgánica que efectúan las bacterias, en los gases volcánicos y en otras fuentes como incendios forestales, combustión de combustibles fósiles, procesos industriales (tostación de minerales y otros).

Fuentes que originan los contaminantes

Monóxido de carbono (CO)

Es un producto de la combustión de materiales fósiles; se forma por un proceso incompleto de combustión del carbono o de sus compuestos.

Fuentes de emisión: Es común que se forme en los vehículos con motores de combustión interna; en consecuencia, este producto se acumula en las zonas urbanas, cerca de las vías rápidas y de las calles con gran movimiento, y su concentración varía conforme aumenta o disminuye la circulación.

Efectos: A los niveles de concentración en que se encuentra en el aire urbano no parece afectar a las plantas, pero es venenoso para los seres humanos, ya que interfiere con el transporte de oxígeno en la sangre.

Los efectos en la salud se hacen más graves conforme mayor sea la cantidad de monóxido de carbono en el aire y el tiempo de la exposición.

Dióxido de azufre (SO_2)

Es el derivado del azufre que más frecuentemente contamina el aire. Es un contaminante de tipo primario que se produce a partir de la combustión de carbón y petróleo que lo contienen. Algunos procesos industriales emiten trióxido de azufre (SO_3), que se forma también en la atmósfera en pequeñas cantidades.

Fuentes de emisión: La mayor parte proviene de las plantas generadoras de electricidad (carboeléctricas y termoeléctricas).

Otros procesos industriales que contribuyen a la presencia de sulfatos en la atmósfera son la calcinación de los minerales de sulfuro, la refinación del petróleo, la producción de óxido sulfúrico y la de coque a partir del carbón.

Los óxidos de azufre se eliminan del aire mediante su conversión en ácido sulfúrico y sulfatos. De esta forma se depositan sobre la tierra o en el mar, ya sea con la precipitación pluvial o sedimentándose en forma de partículas.

Efectos: Los óxidos de azufre pueden inhibir el crecimiento de las plantas y ser letales para algunas de ellas. Cuando éstas están expuestas a concentraciones moderadas de óxido de azufre durante largos periodos, el follaje muere y se seca.

Los efectos tóxicos de los óxidos de azufre para el hombre son: dificultad para respirar debido al espasmo o la contracción de los bronquios, irritación de la garganta, irritación en los ojos y tos. En cantidades elevadas puede ser mortal.

Aunque no existen pruebas concluyentes de que este gas provoque enfermedades respiratorias, se ha encontrado una correlación específica entre la presencia de óxidos de azufre en la atmósfera y el aumento de muertes por enfermedades crónicas, cardiovasculares y respiratorias.

Óxidos de nitrógeno (NO_x)

El monóxido de nitrógeno (NO) y el dióxido de nitrógeno (NO_2) son contaminantes primarios del aire. El NO, también llamado óxido nítrico, es un gas incoloro e inodoro, en tanto que el NO_2 es un gas de color rojizo, de olor fuerte y asfixiante, parecido al del cloro.

El óxido nítrico se forma mediante la reacción de oxígeno con el nitrógeno en el aire. Esta reacción ocurre a altas temperaturas durante el uso de combustibles fósiles. El dióxido se forma, a su vez, por la reacción del monóxido con el oxígeno.

Fuentes: Algunas bacterias emiten grandes cantidades de óxido nítrico hacia la atmósfera, por lo que constituye una fuente natural que es difícil de controlar.

La mayor parte de los óxidos de nitrógeno se derivan de las plantas generadoras de energía eléctrica, en las que la alta temperatura de la combustión de los energéticos facilita la formación de estos óxidos.

Los óxidos de nitrógeno participan en la formación de contaminantes secundarios del aire, lo que tiende a eliminar una pequeña porción de la atmósfera. La mayor parte se convierte finalmente en ácido nítrico (HNO_3). En esta forma se depositan sobre la tierra o en el mar, como consecuencia de las lluvias o por sedimentación.

Efectos: No se conocen con certeza los efectos de los óxidos de nitrógeno; sin embargo, algunos de los contaminantes secundarios que se forman a partir de ellos son mortales para las plantas.

El dióxido de nitrógeno afecta los pulmones y es tóxico. Actualmente se investiga qué daños causa a la población humana que está expuesta durante largos periodos a bajas concentraciones de estos óxidos.

Hidrocarburos

Se consideran contaminantes primarios; su importancia radica en la gran cantidad de fuentes y el volumen de sus emisiones al aire.

Fuentes de emisión: Los hidrocarburos se forman por la combustión de productos como la gasolina, el petróleo, el carbón y la madera.

La mayor producción se debe a las actividades de la industria petrolera, así como a los vehículos de motor.

Efectos: Algunos hidrocarburos son tóxicos para las plantas y los animales a concentraciones relativamente altas pero no se ha demostrado qué efectos tóxicos y daños provoca en las vías respiratorias de los seres humanos a concentraciones bajas.

Otros contaminantes muy importantes son elementos como el plomo, el cadmio y el flúor, de origen industrial y a los que se ha relacionado con afecciones cardiacas, hipertensión arterial, ateroesclerosis, cáncer broncopulmonar, anormalidades en los huesos y afección de los riñones.

Macropartículas

Además de los contaminantes antes mencionados, el aire puede tener partículas sólidas y líquidas, suspendidas y dispersas. A ellas se debe el aspecto nebuloso y brumoso del aire contaminado. Las partículas se estudian de acuerdo con su tamaño, mismo que a su vez está relacionado con su capacidad para sedimentar.

Fuentes: Se producen, junto con los contaminantes gaseosos del aire, debido a diferentes actividades. Las principales fuentes emisoras industriales son la fabricación de hierro y acero, la producción de cemento, la extracción de rocas y minerales, el almacenamiento y la manipulación de granos, y la elaboración de pulpa de papel.

Las partículas líquidas se encuentran como suspensiones coloidales en las que la fase dispersante, en este caso el aire, es gaseosa, y la fase dispersa es un líquido, y constituyen lo que se conoce como aerosoles, que se manifiestan en forma de vapores de niebla o vahos.

La carga eléctrica de la capa o cubierta de estas pequeñas esferas líquidas tiene gran importancia debido a que pueden absorber moléculas de gases tóxicos como el anhídrido sulfuroso (SO_2) y los óxidos de nitrógeno, de modo que una neblina inofensiva puede transformarse en un agente letal. En Londres en 1940, 1950 y 1952, se produjeron miles de muertes debido a la presencia de estas nieblas tóxicas.

Los aerosoles son verdaderas nebulizaciones y, por su tamaño tan pequeño, penetran en los bronquios y los irritan.

Las partículas mayores son detenidas por la mucosa nasal y la laringe, y causan síntomas irritativos en dichos sitios.

2.3.2 Partes por millón (ppm)

La concentración en la atmósfera de compuestos que contienen azufre y que provienen de fuentes naturales es muy pequeña, comparada con la concentración en ambientes urbanos e industriales resultado de las actividades del hombre.

Como se puede observar en la tabla 2.1, la mayor parte de los óxidos de nitrógeno de origen no natural se deriva de las plantas de energía eléctrica, en donde la alta temperatura de la combustión de carburantes fósiles induce la formación de estos óxidos.

Los compuestos de azufre, en especial el dióxido de azufre, SO_2, se encuentran entre los gases contaminantes más desagradables y peligrosos. En el siguiente cuadro se presentan las concentraciones de varios gases contaminantes en un ambiente urbano característico (no afectado por el esmog). De acuerdo con estos datos, el nivel de dióxido de azufre es 0.008 ppm (partes por millón o mg/L), esta concentración es inferior a la de otros contaminantes, sobre todo el monóxido de carbono.

Tabla 2.2 Fuentes de óxido de nitrógeno

Fuente	Porcentajes del total anual emisiones de NO_x
Transporte	39.3
Vehículos motorizados (gasolinas)	32
Vehículos motorizados (diesel)	2.9
Ferrocarriles	1.9
Uso de combustibles de motor para fines distintos al uso de transporte	1.5
Vehículos marinos	1.0
Combustión de carburantes (fuentes estacionarias-plantas de energía, calefacción de espacios industriales, etc.)	48.5
Gas natural	23.3
Carbón	19.4
Aceite combustible	4.8
Madera	1.0
Procesos industriales (plantas de ácido nítrico, etc.)	1.0
Eliminación de desechos sólidos	2.9
Diversos	8.3
Incendios forestales	5.8
Quema agrícola	1.5
Combustión de desechos de carbón	1.0
Total	100 partes por millón (ppm)

Cuadro 2.2 Concentración de contaminantes atmosféricos excedidos en 50% del tiempo en una atmósfera urbana característica.	
Contaminante	**Concentración (ppm)**
Monóxido de carbono	10
Hidrocarburos	3
Bióxido de azufre	0.008
Óxidos de nitrógeno	0.05
Oxidantes totales (ozono y otros)	0.02

A pesar de que la concentración es muy pequeña en relación con los componentes mencionados, el dióxido de azufre se considera como el más peligroso para la salud, especialmente para las personas con dificultades respiratorias.

En la siguiente tabla se indican los efectos fisiológicos de varios niveles de dióxido de nitrógeno en los seres humanos, a los cuales afecta sus pulmones y es tóxico. Por otro lado, existen muy pocos datos disponibles acerca de los efectos en los seres humanos de los niveles de dióxido de nitrógeno inferiores a una parte por millón.

Tabla 2.3 Efectos del dióxido de nitrógeno en la salud (NO_2).	
Efectos en los seres humanos	**Concentración en ppm (partes por millón)**
Concentración mínima para que su olor sea detectable	1-3
Principia la irritación en nariz, garganta y ojos	13
Causa congestión y enfermedades pulmonares	25
Puede ser mortal, incluso tras una exposición breve	100-1000

En la actualidad se investiga la relación entre la salud pública y la exposición prolongada a niveles bajos de óxidos de nitrógeno. Hay ciertos tipos de bacterias que liberan gran cantidad de óxido nítrico hacia la atmósfera y esto constituye una emisión natural que no se puede controlar o frenar.

2.3.3 Ozono y alotropía

El aire es indispensable para la vida sobre la Tierra. La adición de materia indeseable transportada por el aire, como el humo, cambia la composición de la atmósfera, perjudicando la vida y alterando los materiales. Esto se conoce como contaminación del aire. No todos los contaminantes del aire son gases, algunos son partículas sólidas o pequeñas gotas líquidas transportadas por el aire, que son cuerpos mucho más grandes que las moléculas individuales. Por ejemplo, el diámetro de una partícula de polvo podrá ser 100000 veces mayor que el de una molécula de gas.

El estudio de las reacciones de óxido-reducción nos permite predecir qué ocurre en nuestro medio ambiente y así tratar de remediar los males que en la actualidad provocan las grandes emanaciones de gases contaminantes hacia la atmósfera.

Entre los contaminantes gaseosos tenemos el dióxido de carbono (CO_2), cuyas reacciones son las siguientes:

(combustión del carbón) $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

(combustión del gas natural) $CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$

El CO_2, posee la propiedad de absorber la radiación infrarroja (calor) del Sol. Por consiguiente, cuanto más CO_2 haya en la atmósfera, tanto más calor puede ésta absorber.

Otro gas, el monóxido de carbono (CO), no es un componente del aire seco normal, sino un producto de la combustión incompleta del carbono o de compuestos de carbono:

$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO$$

El monóxido de carbono es incoloro, inodoro y no irritante, es muy tóxico. La fuente principal de CO a la que la gente se halla expuesta en la atmósfera al aire libre es el escape de los automóviles.

Otro contaminante es el dióxido de azufre (SO_2) que es el contaminante más significativo de la atmósfera, se ha relacionado con los principales desastres de contaminación del aire, como en la ciudad de Londres, que causaron numerosas muertes.

La reacción es la siguiente:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

El otro óxido de azufre importante es el SO_3, que se produce en la atmósfera por oxidación de SO_2 bajo la influencia de la luz solar:

$$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$$

Además, algo de SO_3 es introducido directamente a partir del proceso de combustión en conjunto con SO_2. La humedad del aire reacciona rápidamente con SO_3 para formar una niebla de ácido sulfúrico.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

El ácido sulfúrico es un ácido muy corrosivo, que destruye el tejido viviente, los calcetines de nailon y los monumentos de mármol.

El nitrógeno también produce otros contaminantes en el aire, de acuerdo con las siguientes reacciones:

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$$

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

Cualquier proceso de combustión que tenga lugar en el aire produce los dos gases (NO y NO_2) porque ocurre que alguna oxidación del nitrógeno atmosférico tiene lugar a las temperaturas de la flama. El gas de escape de los autos es una fuente significativa de óxido de nitrógeno.

En la actualidad sabemos que la capa de ozono en la atmósfera se desintegra. Se tiene conocimiento de que nuestra atmósfera primitiva estaba formada principalmente de amoniaco, metano y agua; había muy poco oxígeno libre. Conforme pasaron los años, la concentración de oxígeno aumentó como resultado de la fotosíntesis y la descomposición bioquímica del vapor de agua. El ozono se forma en la atmósfera mediante un proceso que requiere oxígeno (O_2) y radiación solar de longitud de onda de 260 nm (nanómetros).

$$O_2(g) + hv \longrightarrow O(g)$$

$$O(g) + O_2(g) \longrightarrow O_3(g)$$

donde hv es la energía de un fotón. El ozono se localiza en la estratósfera, donde su concentración es de aproximadamente 10 ppm (partes por millón) en volumen. Tiene una importante propiedad fotoquímica de absorber la radiación solar de longitudes de onda de 200 a 300 nm:

$$O_3(g) + hv \longrightarrow O(g) + O_2(g)$$

Este oxígeno monoatómico formado es muy activo y cuando esto ocurre se recombina con el oxígeno molecular para formar el ozono, completando así el ciclo del ozono. Al absorber la radiación solar ultravioleta de onda corta, la capa de ozono en la estratósfera actúa como escudo protector. Los efectos dañinos de la radiación ultravioleta pueden ser, entre otros: cáncer en la piel y causar mutaciones. Sin el ozono, la vida en la Tierra desaparecería en forma gradual.

2.3.4 Las radiaciones del Sol y el esmog fotoquímico

A la contaminación atmosférica de las áreas urbanas se le designa comúnmente con el nombre de esmog; sin embargo, se distinguen dos tipos del mismo que presentan características diferentes y, de cierto modo, contrastantes.

Por los nombres de las ciudades donde estos tipos de esmog se han presentado de manera característica, se les han denominado, respectivamente, esmog tipo Londres y tipo Los Ángeles.

En el cuadro 2.3 se dan las características principales de estos dos tipos de esmog.

Las emisiones de contaminantes están concentradas en el hemisferio norte, debido a que allí se encuentra la mayoría de los países industrializados. A pesar de que las fuentes naturales están distribuidas de manera más o menos uniforme, el área continental en el hemisferio norte es el doble que en el sur.



Figura 2.73

En la Ciudad de México se acumulan contaminantes atmosféricos que, al no dispersarse, forman una nube espesa llamada "polución" (esmog). Esto sucede porque la ciudad está rodeada por montañas.

Cuadro 2.3 Diferentes tipos de esmog.

Características	Esmog clásico	Esmog fotoquímico
Condiciones meteorológicas	Baja insolación Baja velocidad del viento Temperatura ≈ 0 °C	Alta insolación Baja velocidad del viento Temperatura > 18 °C
Causas contaminantes	Combustiones industriales y domésticas Dióxido de azufre Partículas	Tránsito automovilístico Óxidos de nitrógeno, ozono, monóxido de carbono, aldehídos, hidrocarburos
Ambiente químico	Reductor	Oxidante
Estación característica	Invierno	Verano
Horario	Cerca del amanecer	Al medio día
Efectos sobre la salud	Irritación de las vías respiratorias	Irritación de los ojos
Ciudad tipo	Londres	Los Ángeles

El esmog clásico presenta características químicas reductoras, es decir, las sustancias químicas que están presentes en la atmósfera tienden a permanecer en una forma correspondiente a un contenido de oxígeno más bajo. Por ejemplo, en una atmósfera reductora, el dióxido de azufre tiende a transformarse en trióxido de azufre (SO_3) o sus derivados, como el ácido sulfúrico (H_2SO_4).

En comparación con el esmog clásico, el fotoquímico se caracteriza por una actividad química mucho más intensa, y presenta una compleja cadena de reacciones que tienen lugar gracias a la presencia de la luz.

Un ejemplo de reacción fotoquímica es la fotosíntesis, cuyo proceso puede expresarse de la siguiente manera:

Dióxido de carbono + agua + luz solar $\longrightarrow$ *azúcares + almidones + oxígeno*

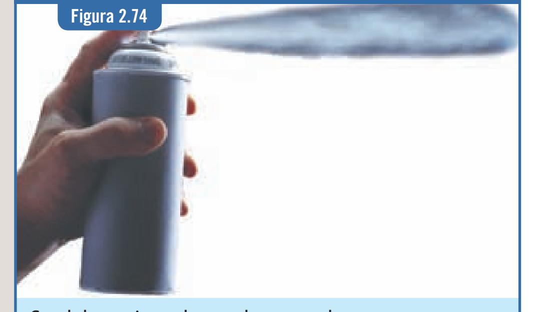
Otro ejemplo es la reacción que ocurre en las películas fotográficas, cuando el obturador de la cámara se abre (una fracción de segundo).

Las reacciones químicas inducidas por la luz solar se denominan **reacciones fotoquímicas**. Durante la inversión térmica, la capa de aire caliente actúa como un gran recipiente en el que las reacciones fotoquímicas y otras subsecuentes producen gran cantidad de contaminantes secundarios, conocidos en conjunto como **polución**.

La polución fotoquímica es una compleja mezcla de compuestos químicos producidos por los gases contaminantes del aire, que tienen su principal origen en los motores de los automóviles. En este sentido, los contaminantes secundarios que causan mayores problemas son los denominados **oxidantes fotoquímicos**.

El dióxido de nitrógeno (NO_2) es un contaminante primario que, en presencia de la luz solar, forma parte de un ciclo fotoquímico en el que la radiación ultravioleta del Sol hace que el dióxido de nitrógeno (NO_2) se divida en monóxido de nitrógeno (NO) y en átomos de oxígeno (O). Estos átomos de oxígeno reaccionan con las moléculas de oxígeno (O_2) de la atmósfera y producen ozono (O_3) que, como sabes, es un contaminante secundario. Este ciclo fotoquímico se completa cuando el ozono reacciona con el ácido nítrico (HNO_3) y produce dióxido de nitrógeno (NO_2) y oxígeno molecular (O_2).

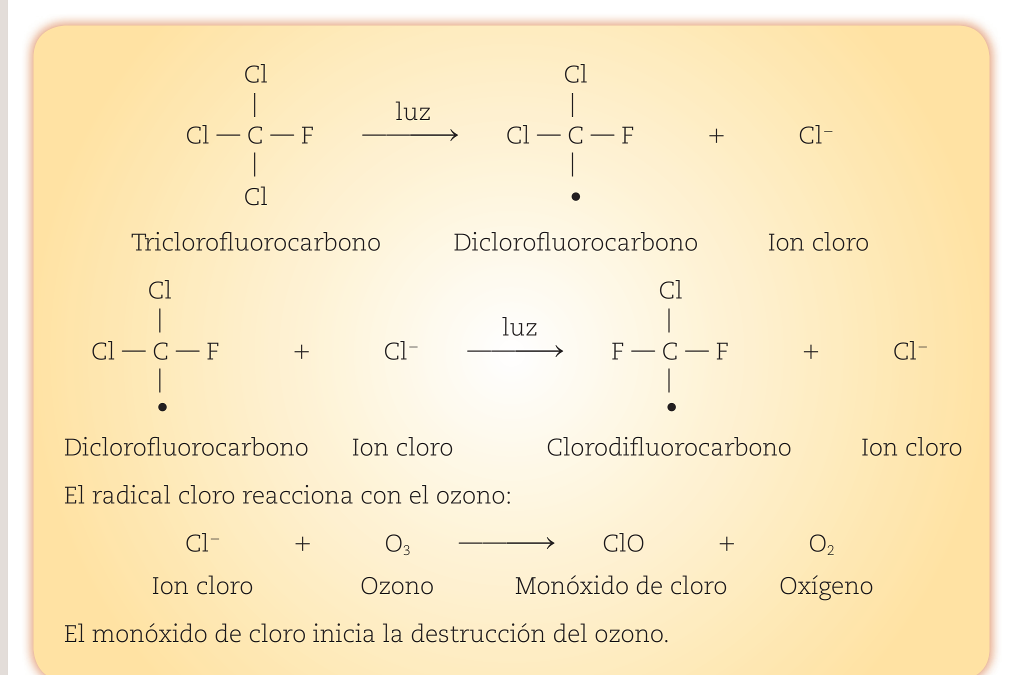
Figura 2.74



Se debe evitar el uso de aerosoles que contengan clorofluorocarbonos (CFC).

Los cloroflurocarbonos (CFC) poseen una densidad alta y tienen un punto de ebullición, viscosidad y tensión superficial bajo, por lo que se utilizan como líquidos de enfriamiento en los acondicionadores de aire y en los refrigeradores. También se usan como agentes espumantes en la fabricación de poliuretano y como propelentes de productos en aerosol. Por desgracia, los CFC son muy volátiles, químicamente inertes, y se calcula que pueden permanecer en la atmósfera muchos años, destruyendo la capa de ozono. En la actualidad su producción se ha prohibido en muchos países.

Reacciones:



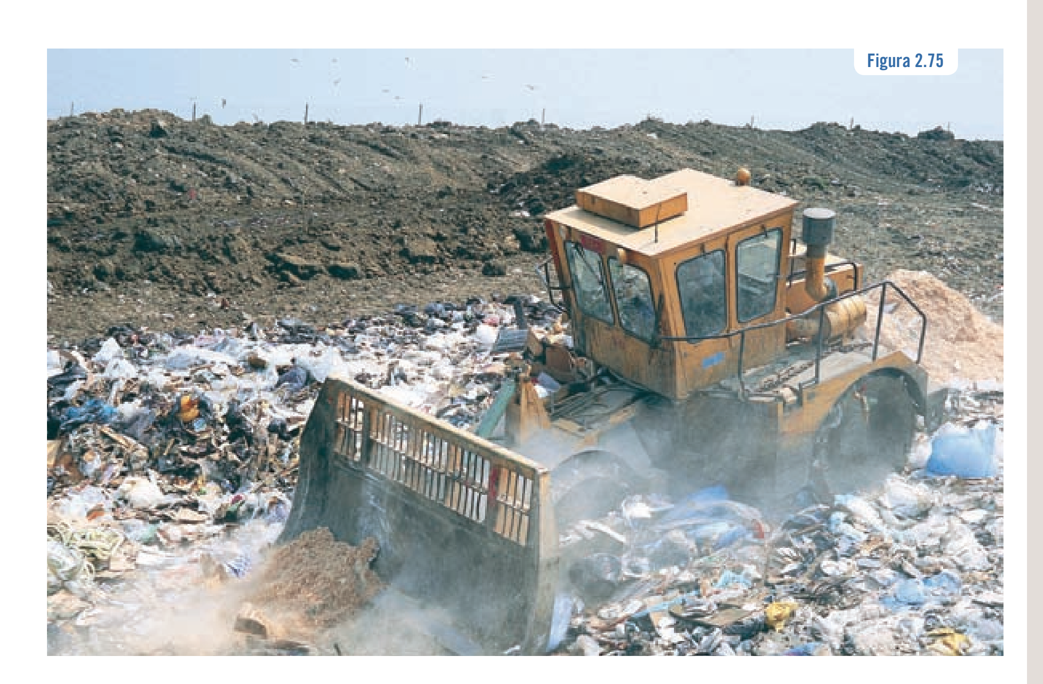


Figura 2.75

◄ La basura de la ciudad se deposita en tiraderos a cielo abierto, contaminando el suelo, el aire y los mantos acuíferos del subsuelo.

Lecturas de reflexión

Protocolo de Kioto sobre el cambio climático

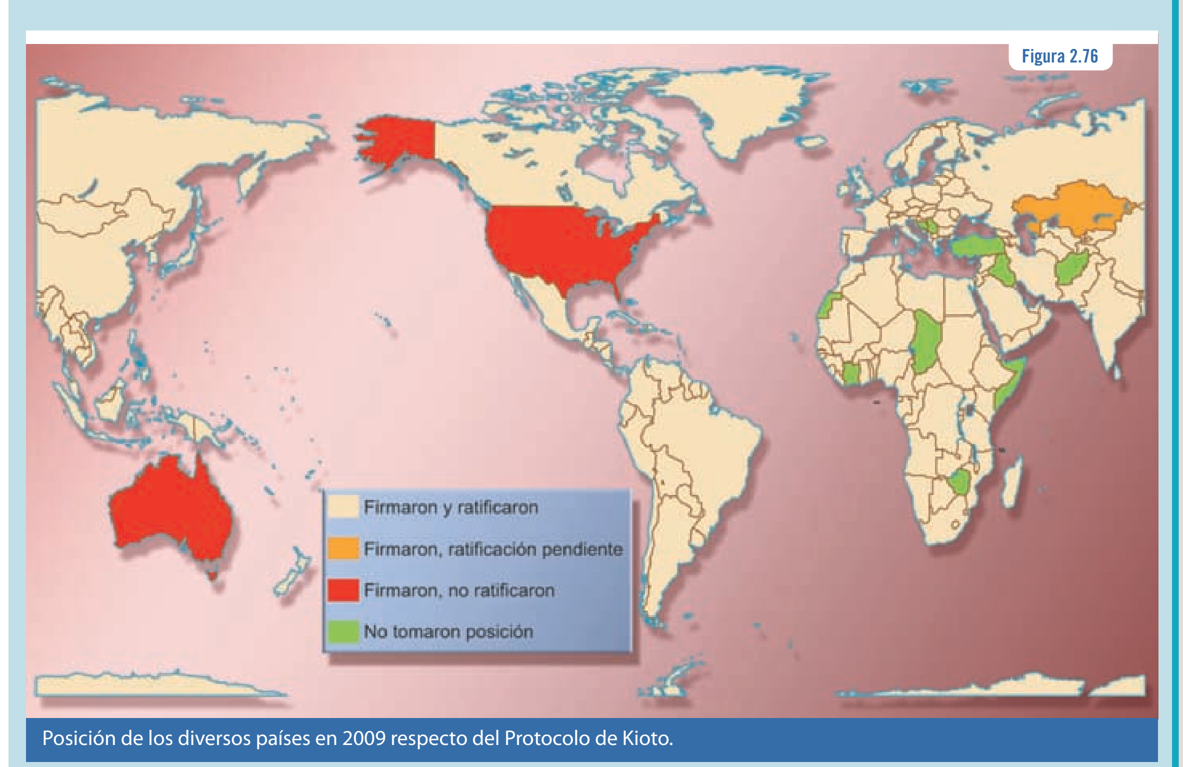


Figura 2.76

Posición de los diversos países en 2009 respecto del Protocolo de Kioto.

El **Protocolo de Kioto sobre el cambio climático** es un acuerdo internacional que tiene por objetivo reducir las emisiones de seis gases que provocan el calentamiento global: dióxido de carbono (CO_2), gas metano (CH_4) y óxido nitroso (N_2O), además de tres gases industriales fluorados: hidrofluorocar-

(Continúa)

Lecturas de reflexión *(Continuación)*

bonos (HFC), perfluorocarbonos (PFC) y hexafluoruro de azufre (SF_6), en un porcentaje aproximado de 5%, dentro del periodo que va desde el año 2008 al 2012, en comparación con las emisiones del año 1990. Por ejemplo, si la contaminación de estos gases en el año 1990 alcanzaba 100%, al término del año 2012 deberá ser de 95%. Es preciso señalar que esto no significa que cada país deba reducir sus emisiones de gases regulados en 5%, sino que éste es un porcentaje a nivel global y, por el contrario, cada país obligado por Kioto tiene sus propios porcentajes de emisión que debe disminuir.

Antecedentes

El 11 de diciembre de 1997 los países industrializados se comprometieron, en la ciudad de Kioto, a llevar a cabo un conjunto de medidas para reducir los gases de efecto invernadero. Los gobiernos signatarios de dichos países pactaron reducir en 5% de media las emisiones contaminantes entre 2008 y 2012, tomando como referencia los niveles de 1990. El acuerdo entró en vigor el 16 de febrero de 2005, después de la ratificación por parte de Rusia el 18 de noviembre de 2004.

El objetivo principal es disminuir el cambio climático de origen antropogénico cuya base es el efecto invernadero. Según las cifras de la ONU, se prevé que la temperatura media de la superficie del planeta aumente entre 1.4 y 5.8 °C de aquí a 2100, a pesar que los inviernos son más fríos y violentos. Esto se conoce como calentamiento global. “Estos cambios repercutirán gravemente en el ecosistema y en nuestras economías”, señala la Comisión Europea sobre Kioto.

Una cuestión que se debe tener en cuenta respecto a los compromisos en la reducción de emisiones de gases de efecto invernadero es que la energía nuclear queda excluida de los mecanismos financieros de intercambio de tecnología y emisiones asociados con el Protocolo de Kioto, pero es una de las formas de reducir las emisiones de gases de efecto invernadero en cada país. Así, el IPCC en su cuarto informe, recomienda la energía nuclear como una de las tecnologías clave para la mitigación del calentamiento global.

Entrada en vigor

Se estableció que el compromiso sería de cumplimiento obligatorio cuando lo ratificasen los países industrializados responsables de, al menos, 55% de las emisiones de CO_2. Con la ratificación de Rusia en noviembre de 2004, después de conseguir que la UE pague la reconversión industrial, así como la modernización de sus instalaciones, en especial las petroleras, el protocolo ha entrado en vigor.

Además del cumplimiento que estos países han hecho en cuanto a la emisión de gases de efecto invernadero se promovió también la generación de un desarrollo sostenible, de tal forma que se utilicen también energías no convencionales y así disminuya el calentamiento global.

Respecto de los países en desarrollo, el Protocolo no exige disminuir sus emisiones, aunque sí deben dar señas de un cambio en sus industrias.

El gobierno de EUA firmó el acuerdo pero no lo ratificó (ni Bill Clinton, ni George W. Bush), por lo que su adhesión sólo fue simbólica hasta el año 2001, en el que el gobierno de Bush se retiró del Protocolo, según su declaración, no porque no compartiese su idea de fondo de reducir las emisiones, sino porque considera que su aplicación es ineficiente (EUA, con apenas 4% de la población mundial, consume alrededor de 25% de la energía fósil y es el mayor emisor de gases contaminantes del mundo) e injusta al involucrar sólo a los países industrializados y excluir de las restricciones a algunos de los mayores emisores de gases en vías de desarrollo (China e India en particular) lo cual, considera, perjudicaría gravemente la economía estadounidense.

La Unión Europea y España en el Protocolo de Kioto

La Unión Europea, como agente especialmente activo en la concreción del Protocolo, se comprometió a reducir sus emisiones totales medias durante el periodo 2008-2012 en 8% respecto de las de 1990. No obstante, a cada país se le otorgó un margen distinto en función de diversas variables

(Continúa)

(Continuación)

económicas y medioambientales según el principio de "reparto de la carga", de manera que dicho reparto se acordó de la siguiente manera Unión Europea: Alemania (−21%), Austria (−13%), Bélgica (−7.5%), Dinamarca (−21%), Italia (−6.5%), Luxemburgo (−28%), Países Bajos (−6%), Reino Unido (−12.5%), Finlandia (−2.6%), Francia (−1.9%), España (+15%), Grecia (+25%), Irlanda (+13%), Portugal (+27%) y Suecia (+4%).

Por su parte, España (que, como vemos, se comprometió a disminuir sus emisiones un máximo de 15% en relación con el año base) se ha convertido en el país miembro que menos posibilidades tiene de cumplir lo pactado. En concreto, el incremento de sus emisiones en relación con 1990 durante los últimos años ha sido como sigue: 1996: 7%; 1997: 15%; 1998: 18%; 1999: 28%; 2000: 33%; 2001: 33%; 2002: 39%; 2003: 41%; 2004: 47%; 2005: 52%; 2006: 49%; 2007: 52%; 2008: 42,7%. Esta información puede consultarse en el Inventario Español de Gases de Efecto Invernadero que incluye el envío oficial a la Comisión Europea y a la Convención Marco de las Naciones Unidas sobre el Cambio Climático.

El problema que supone para España esta distribución de compromisos de umbrales de emisiones es que implica techos económicos diferentes para cada país de la Unión Europea. España, desde 1990, obtuvo un crecimiento económico espectacular, traduciéndose este último en un aumento del transporte y el consumo energético de las familias y la industria. Esta explicación de los techos económicos diferentes se complementa con el hecho de que el consumo energético es directamente proporcional al desarrollo económico y el nivel de emisiones de CO_2 es proporcional al consumo energético. Por ello, dentro de un mercado libre y competitivo en la Unión Europea, España está en desigualdad de condiciones respecto al resto de países. Además, España, bastante alejada de sus compromisos, es el segundo país mundial en producción de energía eólica y el país referencia en porcentaje de energía renovable sobre la total consumida. Su objetivo debe ser el de seguir este camino de aumento de renovables, incrementar la eficiencia y razonabilidad de los consumos y exigir la igualdad en límites de cantidades de CO_2 por habitante y año con los demás países de la Unión

Europea. Quizá también aumentar la generación de energía nuclear, siempre barata aunque con el problema de los residuos nucleares, en los términos en los que se limitan las energías renovables. Estas limitaciones, concretamente para el caso de la energía eólica, radican en su irregularidad generadora, las inestabilidades que producen en la red eléctrica española y su incapacidad para regular la carga generada. Recordemos que la generación de la energía volcada a la red debe ser igual a la que se consume en cada momento. Ya que esta segunda oscila constantemente, la energía generada debe adaptarse mediante la regulación y la planificación horaria.

Después de Kioto

Las llamadas "partes" (miembros de la CMNUCC) se reunieron por primera vez para su seguimiento en Montreal, Canadá, en 2005, donde se estableció el llamado Grupo de Trabajo Especial sobre los Futuros Compromisos de las Partes del Anexo I en el marco del Protocolo de Kioto (GTE-PK), orientado a los acuerdos a tomar para después de 2012.

En diciembre de 2007, en Bali, Indonesia, se llevó a cabo la tercera reunión de seguimiento, así como la Decimotercera cumbre del clima (CdP 13 o COP13), con el foco puesto en las cuestiones post 2012. Se llegó a un acuerdo sobre un proceso de dos años, u "hoja de ruta de Bali", que tiene como objetivo establecer un régimen post 2012 en la XV Conferencia sobre Cambio Climático, (también "Decimoquinta cumbre del clima", CdP 15 o COP15) de diciembre de 2009, en Copenhague, Dinamarca.

Esa "hoja de ruta" se complementa con el Plan de Acción de Bali, que identifica cuatro elementos clave: mitigación, adaptación, finanzas y tecnología. El Plan también contiene una lista no exhaustiva de cuestiones que deberán ser consideradas en cada una de estas áreas y pide el tratamiento de "una visión compartida para la cooperación a largo plazo".

Actividad experimental

Efecto invernadero

Con la guía de tu profesor, intégrate en un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Luego elaboren un informe escrito y expónganlo al resto del grupo.

Propósito

Identificar cómo se produce el efecto invernadero

Material

- 1 bolsa de plástico
- 1 liga
- 2 termómetros

Procedimiento

1. Introduzcan su mano en una bolsa de plástico transparente, de tal forma que la abertura de la bolsa quede hacia abajo. Luego expongan la mano al Sol durante 5 minutos.

¿Aumentó la temperatura? ____________________

¿A qué se debe? ____________________

____

2. Introduzcan un termómetro en la bolsa de plástico, ciérrenla con una liga y expónganla al Sol durante 2 minutos. En el mismo lapso expongan al Sol el otro termómetro, cerca de la bolsa. Anoten las temperaturas obtenidas.

Temperatura del termómetro en el interior de la bolsa = ____________ °C

Temperatura del termómetro a la intemperie = ____________ °C

¿A qué se debe la diferencia de temperaturas?

____

____

Comparando este experimento con el efecto invernadero en el planeta,

¿A qué corresponde la bolsa de plástico? ____________________

____

Comparen sus resultados con otros compañeros, anoten su resumen y conclusiones: ____________

____

____

____

____

2.3.5 Inversión térmica

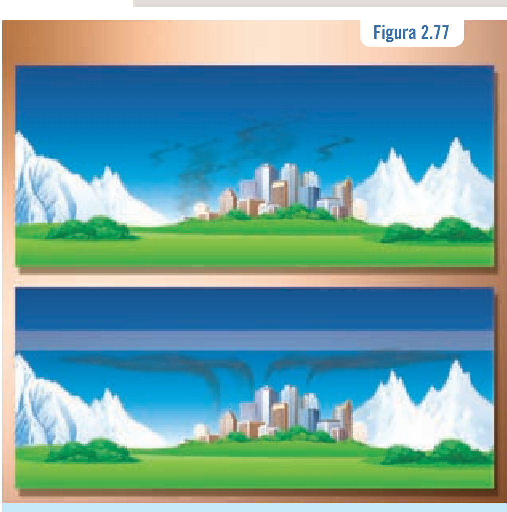
Como resultado de las fluctuaciones climatológicas y de los vientos, las masas de aire se desplazan horizontalmente de una región en que se estacionan hacia otras regiones de la atmósfera. Cuando este movimiento horizontal de las masas de aire no es obstaculizado, los contaminantes suspendidos en determinadas zonas de la

atmósfera se dispersan con gran rapidez. Sin embargo, los factores topográficos, como valles, colinas y montañas pueden restringir este movimiento y provocar una masa estancada de aire que puede estar así durante horas, días o semanas.

Las colinas y montañas tienden a reducir el flujo de aire en los valles que rodean, causando el incremento de los niveles de contaminantes en la tropósfera. Además, los grandes edificios en las ciudades reducen, por lo general, la velocidad del viento e impiden la dilución y eliminación de contaminantes.

Como durante el día el Sol calienta el aire cercano a la superficie de la Tierra, ese aire se expande y se eleva, arrasando contaminantes. A su vez, el aire frío de las áreas de alta presión, que es más denso, se "hunde" hacia las áreas de baja presión originadas por la elevación del aire caliente. El aire tibio, por su parte, también sube hacia regiones más elevadas de la atmósfera; en este caso, el aire caliente se eleva verticalmente y dispersa los contaminantes. Así, y gracias a esta continua mezcla por convección, el aire ayuda a evitar que las macropartículas, que son las que ocasionan el aspecto nebuloso y brumoso del aire contaminado, alcancen un peligroso nivel de concentración cerca del suelo.

Figura 2.77



El fenómeno de la inversión térmica.

Comúnmente, la temperatura del aire disminuye con la altitud. Por esta razón, la masa de aire cercana a la superficie terrestre es más tibia, aunque a veces entra alguna masa de aire fresco y se coloca debajo de la masa de aire tibio. La capa de aire tibio queda entonces atrapada entre la masa baja de aire frío y el aire, todavía más frío, de las alturas. Esto hace que el aire caliente, estancado arriba del aire frío, impida que asciendan las corrientes de aire que dispersan y diluyen los contaminantes. Este fenómeno se denomina "inversión" térmica.

Este estancamiento de aire por lo general dura unas cuantas horas, hasta que el Sol calienta el aire frío que está atrapado. Sin embargo, cuando el día es nublado, el Sol no calienta lo suficiente, y si además aparece una masa de aire de alta presión y se instala sobre esta área, la inversión térmica puede durar varios días, provocando que los contaminantes aumenten a niveles peligrosos y hasta letales.

Cuando se produce una inversión, la temperatura del aire disminuye con la altura hasta llegar a la capa tibia. En ese nivel, la temperatura comienza a aumentar con la altura hasta que se llega a la capa de aire más frío, que está por encima. Más allá de este punto, la temperatura vuelve a disminuir con la altitud, como es normal.

Cuando hay inversión térmica, los contaminantes primarios del aire quedan atrapados y se acumulan en zonas localizadas. Si dicha inversión ocurre durante un día tibio y sin nubes, los contaminantes primarios pueden producir contaminantes secundarios en presencia de la luz solar.

2.3.6 Medición de la calidad del aire

En general los principales contaminantes atmosféricos, como monóxido de carbono (CO), ozono (O_3), dióxido de nitrógeno (NO_2), dióxido de azufre (SO_2), hidrocarburos (HC), plomo (Pb) y otros, provocan demasiados problemas. Su presencia se mide en grados IMECA, los cuales son un valor representativo de los niveles de contaminación atmosférica y sus efectos en la salud, dentro de una región determinada.

El IMECA consta de dos algoritmos de cálculo fundamentales (que son un conjunto de instrucciones, que se cumplen en el orden en que son enunciadas, conducen a la solución de un problema con ayuda de la computadora, tras un número determinado de pasos), el primero para la obtención de subíndices correspondientes a diferentes indicadores de la calidad del aire, y el segundo para combinar éstos en un índice global. Esos puntos se derivaron de los criterios mexicanos de la calidad del aire y de los niveles que producen daños significativos para la salud. Al primero se le asignó el valor de 100 y al segundo, de 500. Entre estos dos puntos se definieron

tres más, cuyo objetivo es clasificar el intervalo en diferentes términos descriptivos de la calidad del aire.

El sistema de monitoreo atmosférico evalúa la calidad del aire con base en las condiciones de meteorología y las concentraciones de contaminantes, considerando los datos de días anteriores.

De prevalecer un valor de 250 IMECA durante una hora, y de acuerdo con un pronóstico adversos, se notifica a protección civil municipal las condiciones; a partir de este momento se enlaza una comunicación permanente entre el sistema de monitoreo atmosférico y protección civil informándose cada hora la situación actual hasta que disminuyen las concentraciones de los contaminantes.

Protección civil inicia los procesos para aplicar las medidas (como el doble hoy no circula) del plan de contingencias enlazándose con todas las dependencias que participarán en el operativo. Su activación será cuando después de dos horas permanezcan los niveles de contaminación arriba de 250 IMECA. A partir de este momento la comunicación se vuelve permanente hasta el fin de la contingencia. Se pide apoyo a los medios de comunicación para informar cada hora de las condiciones prevalecientes hasta la conclusión de la fase adoptada.

Unidades empleadas para el monitoreo de la calidad del aire

Parámetro	Fórmula	Unidad	Red
Monóxido de carbono	CO	ppm	
Dióxido de azufre	SO_2	ppm	
Dióxido de nitrógeno	NO_2	ppm	
Ozono	O3	ppm	Monitoreo automático
Óxido de nitrógeno	NO_x	ppm	
Ácido sulfhídrico	H_2S	ppm	
Partículas menores a 10 micras	PM-10	μ/m^3	
Partículas suspendidas totalmente	PST	μ/m^3	
Plomo	Pb	μ/m^3	
Cobre	Cu	μ/m^3	Monitoreo manual
Hierro	Fe	μ/m^3	
Cadmio	Cd	μ/m^3	
Níquel	Ni	μ/m^3	
Temperatura	TMP	°C	
Humedad relativa	RH	% RH	Monitoreo meteorológico
Velocidad del viento	WSP	m/s	
Dirección del viento	WDR	grados	

Las autoridades del gobierno mexicano cuentan con los siguientes instrumentos de medición, ubicados estratégicamente en el área metropolitana.

- Red Automática de Monitoreo de la Calidad del Aire — 25 estaciones instantáneas
- Red Manual de Monitoreo de la Calidad del Aire — 16 estaciones complementarias
- Red Meteorológica — 16 estaciones
- Radar Acústico — 2 estaciones

La función del IMECA es mantener informada a la población sobre la calidad del aire de la Ciudad de México, así como observar el comportamiento de los distintos contaminantes y comparar la calidad del aire entre zonas que utilicen índices similares.

Escala de medición del IMECA (Índice metropolitano de la calidad del aire), es de 0 a 500 distribuida de la siguiente manera		
Índice	**Calidad del aire**	**Descripción**
0-50	Satisfactoria	Situación muy favorable para la realización de todo tipo de actividades físicas.
51-100	Satisfactoria	Situación muy favorable para la realización de todo tipo de actividades.
101-200	No satisfactoria	Aumento de molestias e intolerancia en personas sensibles.
201-300	Mala	Aumento de molestias e intolerancia relativa al ejercicio en personas con padecimientos respiratorios y cardiovasculares, aparición de ligeras molestias en la población en general.
301-500	Muy mala	Aparición de diversos síntomas e intolerancia al ejercicio en la población sana.
Mayores de 500	Peligro de vida	Peligro potencial para toda la población.

En vista de lo anterior, en la Ciudad de México y zona conurbada se estableció el programa “Un día sin auto” (según el dígito de terminación del número de placas), para disminuir la contaminación, el cual limita la circulación de miles de autos por día, para lograr una mejor calidad del aire con la colaboración de los habitantes de la ciudad.

Día que no circula	Color de calcomanía	Terminación de placa en:
Lunes	Amarillo	5 y 6
Martes	Rosa	7 y 8
Miércoles	Rojo	3 y 4
Jueves	Verde	1 y 2
Viernes	Azul	0 y 9

2.3.7 Lluvia ácida

Todos los gases de óxidos no metálicos, producidos por los combustibles fósiles, son *anhídridos ácidos*. Por tanto, cuando entran en contacto con el vapor de agua o con las gotas del agua que hay en la atmósfera, reaccionan para producir los siguientes ácidos:

SO_2	+	H_2O	$\longrightarrow$	H_2SO_3		
dióxido de azufre		agua		ácido sulfuroso		
SO_3	+	H_2O	$\longrightarrow$	H_2SO_4		
trióxido de azufre		agua		ácido sulfúrico		
$2NO_2$	+	H_2O	$\longrightarrow$	HNO_2	+	HNO_3
dióxido de nitrógeno		agua		ácido nitroso		ácido nítrico
CO_2	+	H_2O	$\longrightarrow$	H_2CO_3		
dióxido de carbono		agua		ácido carbónico		

Figura 2.78



Formación de la lluvia ácida.

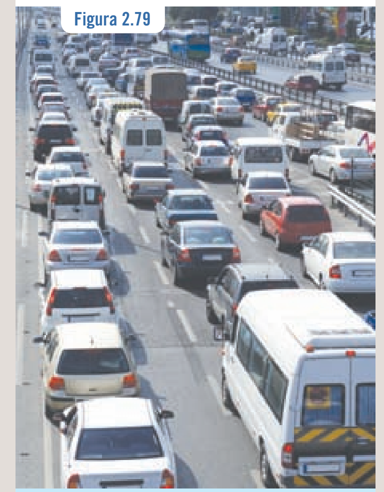
La lluvia que se forma de estas gotas es ácida y tiene un sinnúmero de efectos perjudiciales, como la disminución del tiempo en que se deterioran las piedras de los edificios.

El arte y los tallados que decoran los edificios y las áreas públicas se dañan, y los detalles finos de las esculturas se destruyen con ese tipo de lluvia, la **lluvia ácida**. Su acidez es tal que disuelve algunos compuestos, como los carbonatos en la piedra, de los cuales deja sólo una capa polvorienta. Además, la lluvia ácida corroe la piedra y le ocasiona pequeñas ranuras. Cuando el agua penetra por estas ranuras y se congela, la piedra se rompe y se raja porque el agua se expande.

La lluvia ácida también tiene efectos adversos en los organismos vivos. Ha aumentado la acidez de muchos lagos y tiende a disolver minerales vitales para la Tierra, pues al caer, arrastra estos minerales fuera del suelo y lo convierte en un terreno que no puede cultivarse o que da muy poco o ningún rendimiento. Cuando el arrastre del agua ácida llega hasta los ríos, interfiere en el crecimiento y el desarrollo de los peces.

Prevenir estos problemas aplicando preservativos a las estatuas y usando en los lagos compuestos básicos como la cal, no es la mejor solución. Es preferible remover de los escapes de los automóviles esos óxidos dañinos que tienen adheridos y utilizar otras fuentes de energía.

Figura 2.79



El tránsito vehicular de la Ciudad de México es muy intenso todos los días y contribuye a la contaminación atmosférica.

En 1985, algunos de los lagos estadounidenses más afectados por la acidificación fueron tratados por los científicos de la Universidad de Cornell, y gracias a ello han vuelto a tener vida biológica: los investigadores vertieron toneladas de piedra caliza en los lagos, con lo que neutralizaron la acidez del agua para permitir que hubiera truchas de nuevo. Los experimentos llevados a cabo en Cornell demuestran que una dosis de antiácido puede hacer que los lagos vuelvan a ser aptos para soportar vida, aunque el efecto tiene corta duración, ya que se vuelven a acidificar debido a la lluvia, La velocidad de reacidificación parece depender de la calidad del agua de los afluentes.

Otro problema es que la piedra caliza, el agente neutralizador más barato, a veces se deposita sobre el fondo de los lagos y se cubre de sedimento antes de disolverse. Como alternativa, los investigadores probaron verter en el Wolf Pond, un pequeño lago del Franklin County, estado de Nueva York, 14 toneladas de bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) donado por una empresa fabricante. El lago tenía un grado de acidez 100 veces superior al normal, pero se recuperó a los pocos días, luego de que el bicarbonato se disolvió como si fuera una tableta efervescente gigante y neutralizó la acidez del agua.



Figura 2.80

La lluvia ácida afecta las construcciones.



Figura 2.81

Es conveniente tener una atmósfera limpia en las áreas urbanas para una buena salud.

Como el bicarbonato es mucho más caro que la piedra caliza, los científicos esperan que quienes lo fabrican les hagan descuentos, teniendo en cuenta las espectaculares cantidades que se necesitarían para el tratamiento de los lagos si este método resulta efectivo.

Actividad experimental

Efectos de la lluvia ácida

Con la guía de tu profesor, intégrate en un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Luego elaboren un informe escrito y expónganlo al resto del grupo.

Propósito

Estudiar algunos efectos de la lluvia ácida: la destrucción del carbonato que contienen las estatuas de mármol; los efectos en las estructuras de yeso, y la pérdida de coloración de las hojas de los árboles debido a la destrucción de la clorofila.

Materiales

- 3 frascos de vidrio, limpios
- 300 mL de disolución de ácido nítrico (HNO_3) 0.1M
- Trozos de yeso, trozos de mármol y la hoja de una planta

¡Precaución! Tengan mucho cuidado al manejar el ácido nítrico, puede producirles quemaduras graves.

Procedimiento

- Viertan en cada frasco 50 mL de la disolución ácida y coloquen en ellos un trozo de yeso, uno de mármol y la hoja, respectivamente. Observen y anoten los cambios que se produzcan durante un lapso de 20 minutos.

Frasco con yeso y ácido nítrico: ____________________

Frasco con mármol y ácido nítrico: ____________________

Frasco con la hoja de una planta: ____________________

Comparen sus resultados con otros compañeros, anoten su resumen y conclusiones: ____________________

____

____

____

2.3.8 Repercusión del CO_2 en el medio ambiente

El aire es indispensable para la vida sobre la Tierra. La adición de materia indeseable transportada por el aire, como el humo, cambia la composición de la atmósfera de la Tierra, perjudicando posiblemente la vida y alterando los materiales. Esto se conoce como contaminación del aire. No todos los contaminantes del aire son gases. Algunos son partículas sólidas o pequeñas gotas líquidas transportadas por el aire, que son mucho más grandes que las moléculas individuales. Por ejemplo, el diámetro de una partícula de polvo podrá ser 100 000 veces mayor que el de una molécula de gas.

El estudio de las reacciones de óxido-reducción nos permite predecir qué ocurre en nuestro medio ambiente y así tratar de remediar los males que nos producen en la actualidad las grandes cantidades de emanaciones de gases contaminantes hacia la atmósfera.

Entre los contaminantes gaseosos tenemos el bióxido de carbono (CO_2), cuyas reacciones son las siguientes:

(combustión del carbón) $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

(combustión del gas natural) $CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$

El CO_2 posee la propiedad de absorber la radiación infrarroja (calor) del Sol. Por consiguiente, cuanto más CO_2 haya en la atmósfera, tanto más calor puede ésta absorber.

Otro gas, el monóxido de carbono (CO), no es un componente del aire seco normal, sino un producto de la combustión incompleta del carbono o de compuestos de carbono:

$$2\,C + O_2 \longrightarrow 2\,CO$$

El monóxido de carbono es incoloro, inodoro y no irritante, es muy tóxico. La fuente principal de CO a la que la gente se halla expuesta en la atmósfera al aire libre es el escape de los automóviles.

Otro contaminante es el bióxido de azufre (SO_2), que es el contaminante más significativo de la atmósfera; se le ha relacionado con los principales desastres de contaminación del aire, como en la ciudad de Londres, que causaron numerosas muertes.

La reacción es la siguiente:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

El otro óxido de azufre importante es el SO_3, que se produce en la atmósfera por oxidación de SO_2 bajo la influencia de la luz solar:

$$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3$$

Además, algo de SO_3 es introducido directamente a partir del proceso de combustión juntamente con SO_2. La humedad del aire reacciona rápidamente con SO_3 para formar una niebla de ácido sulfúrico.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

El ácido sulfúrico es un ácido muy fuerte, corrosivo, que destruye el tejido viviente, los calcetines de nailon y los monumentos de mármol.

El nitrógeno también produce otros contaminantes en el aire, de acuerdo a las siguientes reacciones:

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO$$

$$2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$$

Los dos gases (NO y NO_2) son producidos por cualquier proceso de combustión que tenga lugar en el aire porque es el caso que alguna oxidación del nitrógeno atmosfé-

rico tiene lugar a las temperaturas de la flama. El gas de escape de los autos es una fuente significativa de óxido de nitrógeno.

2.3.9 Adelgazamiento de la ozonósfera

En la actualidad tenemos conocimiento de la desintegración que está sufriendo la capa de ozono en la atmósfera. Se tiene conocimiento de que nuestra atmósfera primitiva estaba formada principalmente de amoniaco, metano y agua; había muy poco oxígeno libre presente. Conforme pasaron los años, la concentración de oxígeno aumentó como resultado de la fotosíntesis y la descomposición bioquímica del vapor de agua. El ozono se forma en la atmósfera mediante un proceso que requiere de oxígeno (O_2) y radiación solar de longitud de onda de 260 nm (nanómetros).

$$O_2(g) + h\nu \longrightarrow O(g)$$

$$O(g) + O_2(g) \longrightarrow O_3(g)$$

donde $h\nu$ es la energía de un fotón. El ozono se encuentra localizado en la estratósfera, donde su concentración es de aproximadamente 10 ppm (partes por millón) en volumen. El ozono tiene una importante propiedad fotoquímica de absorber la radiación solar de longitudes de onda de 200 a 300nm:

$$O_3(g) + h\nu \longrightarrow O(g) + O_2(g)$$

Este oxígeno monoatómico formado es muy activo y cuando esto ocurre se recombina con el oxígeno molecular para formar el ozono, completando así el ciclo del ozono. Al absorber la radiación solar ultravioleta de onda corta, la capa de ozono en la estratósfera actúa como escudo protector. Los efectos dañinos de la radiación ultravioleta pueden ser, entre otros: cáncer en la piel y causar mutaciones. Sin el ozono, la vida en la Tierra desaparecería gradualmente.

Actualmente los clorofluorocarbonos (CFC) están destruyendo la capa de ozono, estos compuestos son conocidos comercialmente como freones y tienen la siguiente estructura:

$CFCl_3$	(Freón 11)
CF_2Cl_2	(Freón 12)
$C_2F_3Cl_3$	(Freón 113)
$C_2F_4Cl_2$	(Freón 114)

Los freones se licuan fácilmente, son poco inertes, no combustibles, volátiles y se utilizan como propelentes para aerosoles en las latas de rociadores, también se usan como enfriadores en la refrigeración para aire acondicionado, como disolventes para limpiar tabletas de circuitos electrónicos y en la elaboración de espumas plásticas. Los clorofluorocarbonos una vez que son liberados a la atmósfera, se difunden lentamente hacia la estratósfera, donde la radiación ultravioleta de longitudes de onda de 175 a 220 nm provoca que se descompongan:

$$CFCl_3 \longrightarrow CFCl_2 + Cl$$

$$CF_2Cl_2 \longrightarrow CF_2Cl + Cl$$

los átomos de cloro activo que se forman entonces, participan en las siguientes reacciones:

$$Cl + O_3 \longrightarrow ClO + O_2$$

$$ClO + O \longrightarrow Cl + O_2$$

El resultado global es la remoción de moléculas de O_3, de la estratósfera:

$$O_3 + O \longrightarrow 2O_2$$

En 1986 se descubrió un “agujero en la capa de ozono” en el polo sur. En el invierno las temperaturas en la estratosfera del Antártico llegan a bajar hasta −80 °C, lo sufi-

cientemente frías para condensar el agua aun en la extremadamente seca estratosfera y formar cristales de hielo, los cuales actúan como catalizadores heterogéneos que convierten el ácido clorhídrico (HCl) producido por el hombre y el cloronitrato ($ClONO_2$) en cloro molecular y ácido hipocloroso (HOCl), que son liberados en la fase gaseosa (el HNO_3, que es liberado en la fase gaseosa permanece en la fase condensada, esto es, en el hielo):

$$HCl + ClONO_2 \longrightarrow HNO_3 + Cl_2$$

$$H_2O + ClONO_2 \longrightarrow HNO_3 + HOCl$$

Tanto el Cl_2 como el HOCl pueden ser fácilmente fotolizados a átomos de Cl que pueden participar en la destrucción del ozono. Se cree que ésta es la principal causa del agujero observado en la capa de ozono.

Actualmente está prohibido el uso de los freones en los rociadores en aerosol, pero aún se siguen usando en otras formas. Los efectos de la contaminación del aire se pueden clasificar de la siguiente manera: a) reducción de la visibilidad y otros efectos atmosféricos; b) daños causados a la vegetación; c) efectos directos sobre el hombre; d) daños causados a los animales, y e) deterioro de materiales.

La capa de ozono se encuentra en la estratosfera, aproximadamente a 20 km de la superficie terrestre. Esta capa desempeña un papel esencial para la vida, ya que absorbe gran parte de la radiación ultravioleta (UV) proveniente del Sol, que provoca quemaduras y se relaciona con el cáncer en la piel (melanoma). Se estima que si el ozono estratosférico disminuyera 1%, el número de casos de cáncer en la piel aumentaría 2%. Desafortunadamente, se ha estimado que el nivel de ozono mundial decrece 0.5% por año en la estratosfera.

En la región Antártica el nivel de ozono ha disminuido más rápido, cerca de 2.5% por año, y ya hay una zona en la que este gas prácticamente ha desparecido. A esa zona se le conoce como agujero en la capa de ozono, y su estado podría ocasionar que nuestra cubierta protectora comience a destruirse. En 1990, en Londres, representantes de la mayoría de las naciones de la comunidad europea y de EUA decidieron prohibir completamente las emisiones de CFC desde el año 2000. Después de todo, los progresos de la ciencia no deben ser aplicados negligentemente y sin previsión.

El conocimiento tal vez nos lleve por caminos peligrosos, pero hay que responder con más y mejor conocimiento de los procesos que ocurren a nuestro alrededor. Por ejemplo: la contaminación del aire es uno de los problemas ambientales más importantes, y en gran parte es resultado de las actividades del hombre. Las actividades industriales, comerciales, domésticas y agropecuarias se encuentran entre las causas más importantes de la contaminación, si bien éstas son diversas.

Las imágenes de la evolución del "agujero" de ozono sobre la Antártida, enviadas por el satélite Nimbus 27; muestran que por cada 1% que disminuye la capa de ozono, aumenta 2% la radiación ultravioleta que llega a la Tierra. Actualmente se sabe que las pérdidas de ozono acumuladas desde 1969 suman 10%. ►


Figura 2.82

En nuestro país, la contaminación atmosférica se limita a las zonas de alta densidad demográfica o industrial. Anualmente, las emisiones contaminantes son superiores a 16 millones de toneladas y 65% es de origen automotriz. En la Ciudad de México se genera 23.6% de dichas emisiones, en Guadalajara 3.5% y en Monterrey 3%. Los otros centros industriales del país generan lo demás: 70% de emisiones contaminantes.

Lecturas de reflexión

La relación entre el calentamiento global y la reducción de ozono

Aunque a menudo se menciona en la prensa escrita una relación entre el calentamiento global y la reducción de ozono, esta conexión no es fuerte. Existen tres áreas de enlace:

- El calentamiento global producido por el forzamiento en la irradiación por CO_2 se espera que enfríe (quizá de manera sorprendente) la estratosfera. Esto, a cambio, podría dar lugar a un incremento relativo en la reducción de ozono y en la frecuencia de agujeros de ozono.
- A la inversa, la reducción de ozono representa un forzamiento radiactivo del sistema climático. Hay dos efectos opuestos: La reducción de la cantidad de ozono permite la penetración de una mayor cantidad de radiación solar que calienta la troposfera. Pero una estratosfera más fría emite menos radiaciones de onda larga, tendiendo a enfriar la troposfera. En general, el enfriamiento predomina. El IPCC concluye que las pérdidas estratosféricas de ozono durante las dos décadas pasadas han causado un forzamiento negativo del sistema de la superficie troposférica.
- Una de las predicciones más sólidas de la teoría del calentamiento global es que la estratosfera debería enfriarse. Sin embargo, y aunque este hecho ha sido observado, es difícil atribuirlo al calentamiento global (por ejemplo, el calentamiento inducido por el incremento de radiación solar podría no tener este efecto de enfriamiento superior), debido a que un enfriamiento similar es causado por la reducción de ozono.

2.3.10 Responsabilidad de todos y de cada uno en la calidad del aire

Para reducir la contaminación del aire y controlar la emisión de los contaminantes se debe considerar: 1) la sustitución de combustibles, 2) cambios para minimizar las emisiones nocivas, 3) la eliminación de contaminantes en las emanaciones, 4) sustituir los procesos industriales tóxicos por alternativas que produzcan menor contaminación, 5) reubicación de fuentes estacionarias, 6) cambios en los medios de transporte y 7) cambios en los procesos de utilización del suelo.

Existen cuatro términos importantes relacionados con la materia en forma de partículas que está en la atmósfera:

1. **Humo:** material en forma de partículas que se clasifican no en función de su masa, sino en función de su negrura o reflectancia cuando se recogen en un filtro. El tamaño de las partículas recolectadas es de menos de 10^{-15} µm (1m = 1 $\times 10^{-6}$ m).
2. **Total de material suspendido en forma de partículas** (**TSP**, por sus siglas en inglés): Es determinado mediante su concentración, recolectándolo y pesándolo en muestras de aire, sus partículas llegan hasta 20 µm, dependiendo de la velocidad del aire.
3. **PM10:** Siglas en inglés del material en forma de partículas con un diámetro menor de 10 µm, y que corresponde a partículas que son inhaladas por el sistema respiratorio.

Tabla Valores propuestos por la Organización Mundial de la Salud (OMS) para la calidad del aire.

Contaminante	Valor ($\mu g/m^3$)	Tiempo de exposición	Concentración en el aire ambiental anual ($\mu g/m^3$)
Dióxido de azufre (SO_2)	500	10 min	5-400
	125	24 h	
	50	1 año	
Monóxido de carbono (CO)	100 000	15 min	500-700
	60 000	30 min	
	30 000	1 h	
	10 000	8 h	
Dióxido de nitrógeno (NO_2)	200	1 h	10-150
	40	8 h	
Ozono (O_3)	120	8 h	10-100
Material particuloide suspendido			
Negro de humo	100-150	24 h	
	40-60		
	1 año		
Particuloides suspendidos totales	150-230	24 h	
	60-90	1 año	
Partículas respirables			
(PM10)	70	24 h	
Plomo	0.5	1 año	0.001-2

4. **PM2.5:** Siglas en inglés de material en forma de partículas con un diámetro menor de 2.5 μm, y que identifican al material que se respira y penetra hasta los pulmones.

Acciones para combatir la contaminación del aire

- Afinar y dar mantenimiento a los automóviles.
- Evitar la quema de basura y de llantas.
- No comprar artículos desechables.
- No arrojar basura en la calle, bosques y parques; envolverla o taparla bien en casa.
- Usar racionalmente los plaguicidas.
- Evitar el consumo del tabaco.

- Cuidar los bosques, no provocar incendios ni destruir las zonas verdes de la ciudad.

Acciones gubernamentales para combatir la contaminación del aire

El decreto emitido el 14 de febrero de 1986 ordena: incorporar dispositivos anticontaminantes en vehículos en un plan de tres años; ampliar la red de transporte colectivo urbano; mejorar la disposición de desechos sólidos en la ciudad; clausurar tiraderos de basura; estudiar la instalación de rellenos sanitarios; establecer un nuevo sistema vial en la ciudad; ampliar la reforestación; sustituir gradualmente el combustóleo natural en termoeléctricas en el Valle de México, así como el combustóleo por diesel nacional en giros como: centros deportivos, baños públicos, panaderías, tintorerías, talleres y otras industrias, abastecer al Valle de México con gasolina de bajo contenido de tetraetilo de plomo; incluir aditivos premezclados en las gasolinas que reduzcan la emisión a la atmósfera de hidrocarburos por monóxido de carbono de los vehículos de gasolina; acondicionar con turbocargadores 60% de los autotanques; sacar las grandes industrias de la ciudad, desconcentrar empresas fundidoras establecidas en el Valle de México; iniciar una pedagogía ecológica formal a nivel nacional; llevar a cabo campañas de educación en salud ambiental, de vigilancia en salud ambiental y de revisión de normas de calidad del aire.

Ejercicios adicionales

Soluciones domésticas para reducir la emisión de CO_2

Reúnete con 4 o 5 compañeros de grupo y apliquen vía internet una encuesta a unas 50 personas sobre cada tema siguiente, en el sentido de si estarían dispuestos o no a llevar a cabo las propuestas de solución que se proponen para disminuir la emisión de CO_2 al medio ambiente. Elaboren sus conclusiones correspondientes

Algunas de las soluciones que cada individuo de las sociedades más avanzadas pueden aplicar para controlar la producción de CO_2, siempre que sea posible, son:

1. ¿Cambiarías los focos tradicionales por otros de bajo consumo (compactas fluorescentes o LED)? Las CFL consumen 60% menos electricidad que un foco tradicional, con lo que este cambio reduciría la emisión de dióxido de carbono en 140 kg al año.
2. ¿Pondrías el termostato con dos grados menos en invierno y dos grados más en verano? Ajustando la calefacción y el aire acondicionado se podrían ahorrar unos 900 kg de dióxido de carbono al año.
3. ¿Evitarías el uso del agua caliente? Se puede usar menos agua caliente instalando una ducha-teléfono de baja presión y lavando la ropa con agua fría o tibia.
4. ¿Utilizarías un colgador/tendedero en vez de una secadora de ropa? Si se seca la ropa al aire libre la mitad del año, se reduce en 320 kg la emisión de dióxido de carbono al año.
5. ¿Comprarías productos de papel reciclado? La fabricación de papel reciclado consume entre 70 y 90% menos energía y evita que continúe la desforestación mundial.
6. ¿Comprarías alimentos frescos? Producir comida congelada consume 10 veces más energía.
7. ¿Evitarías comprar productos envasados? Si se reduce en 10% la basura personal se puede ahorrar 540 kg de dióxido de carbono al año.
8. ¿Utilizarías menos los aparatos eléctricos; al menos, los encaminados exclusivamente al ocio? Desconectar los aparatos de radio, televisión, juegos, entre otros a los que no se preste atención en ese momento.
9. ¿Elegirías un vehículo de menor consumo? Un vehículo nuevo puede ahorrar 1360 kg de dióxido de carbono al año si rinde 2 km más por litro de combustible (lo mejor sería comprar un vehículo híbrido o con biocombustible).
10. ¿Conducirías de forma eficiente: utilizando la marcha adecuada a la velocidad, no frenar ni acelerar bruscamente, y en general intentar mantener el número de revoluciones del motor tan bajo como sea posible?
11. ¿Evitarías circular en horas pico?

(Continúa)

(Continuación)

12. ¿Usarías menos el automóvil? Caminar, ir en bicicleta, compartir el vehículo y usar el transporte público. Reducir el uso del vehículo propio en 15 km semanales evita emitir 230 kg de dióxido de carbono al año.

13. ¿Elegirías una vivienda cerca del centro de trabajo o de educación de nuestros hijos?

14. ¿No viajarías con frecuencia ni lejos por puro placer? Desde hace unos 20 años el hábito de viajar en avión se ha extendido de tal forma, y en ocasiones a precios tan bajos, que las emisiones de gases debidas a los aviones se han incrementado en más de 200%.

15. Revisarías a menudo los neumáticos. Una presión correcta de los neumáticos mejora la tasa de consumo de combustible en hasta 3%. Cada litro de gasolina ahorrado evita la emisión de 3 kg de dióxido de carbono.

16. ¿Plantarías árboles? Una hectárea de árboles elimina a lo largo de un año, la misma cantidad de dióxido de carbono que producen cuatro familias en ese mismo tiempo. Un solo árbol elimina una tonelada de dióxido de carbono a lo largo de su vida.

17. Un certificado ambiental de edificios contribuye a la reducción de emisiones, ya que se estima que 50% del problema es originado por la construcción y el funcionamiento de edificios y ciudades. Esto implica que al momento de adquirir o rentar una vivienda o edificio debemos exigir una certificación o etiquetado que indique el contenido energético del bien y el necesario para funcionar, esto es, de manera similar a la que ya se utiliza en refrigeradores, motores eléctricos, lámparas eléctricas y otros. ¿Exigirías dicho certificado ambiental?

Conclusiones: ____________________________________

____

____

____

____

____

____

Evaluación sumativa

I. Selecciona la opción que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda.

( ) La polución fotoquímica está asociada con la presencia en el aire de:

a) Partículas suspendidas *b*) Óxidos de nitrógeno
c) Óxidos de azufre *d*) Monóxido de carbono

( ) Es un contaminante en el aire:

a) O_2 *b*) N_2 *c*) CO *d*) H_2O

( ) Es una de las principales de causas contaminantes del aire:

a) Óxidos de fósforo *b*) Quemar llantas
c) Arrojar basura a la calle *d*) Óxidos de carbono

( ) Es un agente limpiador de origen natural de los contaminantes del aire, el radical:

a) Carbonilo (CO^-) *b*) Hidroxilo (OH_2)
c) Sulfuro (SO_2) *d*) Carburo (CO_2)

( ) Cuando el aire frío (más denso) queda atrapado entre el aire caliente (menos denso) y cerca del suelo, se produce el fenómeno llamado:

a) Inversión térmica *b*) Lluvia ácida
c) Efecto invernadero *d*) Del Niño

( ) En la actualidad ocurren desastres naturales de gran impacto como cambios en los climas regionales y una elevación del nivel del mar, debido al efecto:

a) Calentamiento global *b*) Invernadero
c) Térmico *d*) Ozono

( ) ¿Cuál de los siguientes tipos de desechos contaminantes del agua, es el más perjudicial?

a) Desechos industriales *b*) Desechos caseros
c) Derrames petroleros *d*) Desechos radiactivos

( ) ¿Son dos sustancias que están disueltas en el agua "pura" natural por contacto con el aire y con las formaciones rocosas?

a) CO y CO_2 *b*) CO_2 y HCO_3^-
c) HCO_3^- y CO *d*) Pb y Fe

( ) ¿Cuál es la mayor fuente de agua potable?

a) Agua subterránea *b*) Mares y ríos
c) Lluvia *d*) Plantas purificadoras

( ) ¿En qué consiste la demanda bioquímica (o biológica) de oxígeno (DBO)?

a) En el oxígeno que producen los vegetales
b) La cantidad de oxígeno que se libera
c) Es la cantidad de oxígeno disuelto requerido en el agua
d) En el consumo del material orgánico por los microorganismos

(Continúa)

Evaluación sumativa (*continuación*)

II. Contesta brevemente cada una de las siguientes preguntas

1. ¿Por qué es importante el aire para los seres vivos? ____________________
2. ¿Qué es la atmósfera? ____________________
3. ¿A qué se le llama aire puro? ____________________
4. ¿Cuáles son las propiedades físicas y químicas del aire? ____________________
5. ¿Qué capas o regiones constituyen la atmósfera? ____________________
6. ¿Cuál es la composición del aire puro? ____________________
7. ¿Cuáles son los contaminantes antropogénicos primarios? ____________________
8. ¿Cuáles son los contaminantes antropogénicos secundarios? ____________________
9. ¿Qué importancia tiene el dióxido de carbono para la vida? ____________________
10. ¿Qué es la lluvia ácida? ____________________
11. ¿Qué es el efecto invernadero? ____________________
12. ¿Qué es el cambio climático? ____________________
13. Escribe tres propiedades físicas del aire:
    a) ____________________
    b) ____________________
    c) ____________________
14. Escribe tres propiedades químicas del aire:
    a) ____________________
    b) ____________________
    c) ____________________
15. Las siguientes reacciones se verifican en las estatuas de piedra y les causan deterioro complétalas:

    Reacción 1: $CaO + H_2O \longrightarrow$ ____________________

    Reacción 2: $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow$ ____________________

Evaluación sumativa (*continuación*)

¿Cuál es el nombre de los productos obtenidos?

Reacción 1: ______________________________

Reacción 2: ______________________________

16. En la atmósfera se verifican las siguientes reacciones; complétalas, según se te indica con el nombre del producto obtenido.

$2\ C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$ ______________ Monóxido de carbono

$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$ ______________ Dióxido de carbono

$N_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow$ ______________ Dióxido de nitrógeno

$S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$ ______________ Dióxido de azufre

$2\ S_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \longrightarrow$ ______________ Trióxido de azufre

17. Estos óxidos producen **ácidos** al combinarse con el agua; entonces también es posible nombrarlos anteponiendo la palabra anhídrido, seguida del nombre del ácido que formarían. Escribe la fórmula correspondiente al nombre del ácido:

$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow$ ______________ Ácido carbónico

$NO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow$ ______________ Ácido nítrico

$SO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow$ ______________ Ácido sulfuroso

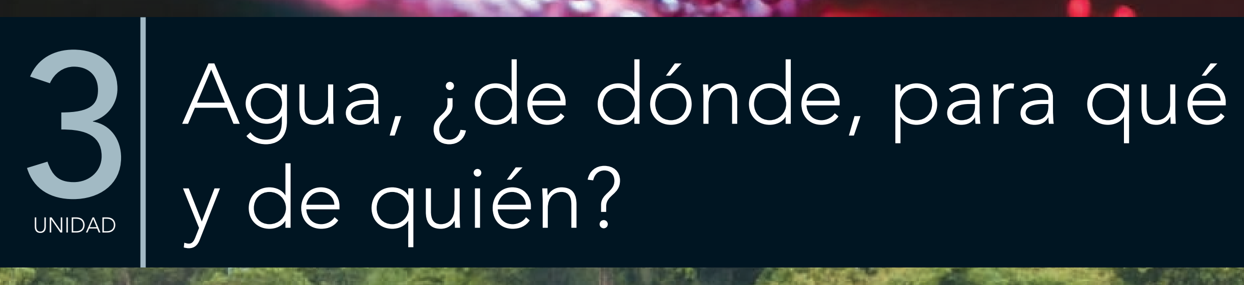
$SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow$ ______________ Ácido sulfúrico

18. ¿Qué significa IMECA? ______________________________

____

19. ¿Cómo se miden los IMECA? ______________________________

____



3 UNIDAD

Agua, ¿de dónde, para qué y de quién?

Índice del capítulo

Estructuración del programa

Unidad 3: Agua, ¿de dónde, para qué y de quién?



AGUA, ¿DE DÓNDE, PARA QUÉ Y DE QUIÉN?

El agua es la sustancia más sorprendente. Aunque la bebemos, la usamos para lavarnos y para cocinar, pescamos y nadamos en ella, casi siempre ignoramos la relación especial que tiene con nuestras vidas y el medio ambiente en general.

A la mayoría de nosotros nos parece natural tener acceso al agua potable. La usamos para todo, la dejamos correr, suponemos que siempre estuvo ahí y que siempre estará, como el aire que respiramos; se piensa que el agua es un recurso ilimitado y sin embargo, aun en los países industrializados se admite que esto no es así. Además, en su forma líquida, se le percibe como algo muy común porque es transparente y no tiene olor ni sabor.

La vida no puede evolucionar ni continuar sin el agua líquida. Si se permite que continúen las actuales prácticas ineficientes y destructivas de la población creciente en cuanto al uso de este recurso, en pocas décadas ya no habrá suficiente para abastecer a la humanidad.

La descripción química del agua es H_2O, lo que significa que está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno dispuestos en un ángulo de 105 grados, con el oxígeno en el vértice. El ángulo no varía, aunque consideremos al agua en su forma de hielo, líquida o de vapor porque, a diferencia de lo que sucede con otros líquidos, sus moléculas no son independientes, sino que se atraen constantemente y por tanto tienden a "pegarse". Ésta es la razón por la que las gotas de agua líquida, al momento de despegarse de una superficie y caer, adquieren forma de "gota".

3.1 Tanta agua y podemos morir de sed

Hay una enorme cantidad de agua en nuestro planeta; sin embargo, en su mayoría no se encuentra en estado líquido, o bien, contiene sustancias disueltas que la hacen inadecuada para la mayoría de los usos. Las mayores reservas de agua se encuentran en los océanos, pero tanto ésa como la que está a nuestro alcance no es pura, es decir, 100% no es molécula de agua. El agua disuelve, en mayor o menor grado, todo tipo de sustancias: es un "disolvente universal".

En consecuencia, es corresponsabilidad de todos los habitantes y de las autoridades gubernamentales el buen uso que se dé al agua y su racionalidad conveniente para prevenir futuros desastres por su escasez.

Lecturas de reflexión

En el momento en que nace un bebé, su cuerpo contiene 77% de agua, pero disminuye a 59% en el cuerpo de un niño y cuando se trata de un adulto es de 45 a 65%. La cantidad de agua existente en diversas partes y órganos del cuerpo tiene los siguientes porcentajes:

- 90% en los pulmones
- 75% en los músculos
- 22% en los huesos
- 83% en la sangre
- 70% en el cerebro
- 25% en la grasa del cuerpo
- 82% en los riñones
- 69% en el hígado
- Promedio total 64.5%


Figura 3.1

3.1.1 Distribución del agua en la Tierra

El agua cubre 71% de la superficie de la corteza terrestre. En nuestro planeta se localiza principalmente en los océanos donde se concentra 96.5% del agua total, los glaciares y casquetes polares tienen 1.74%, los depósitos subterráneos en (acuíferos), los permafrost y los glaciares continentales suponen 1.72% y el restante 0.04% se reparte en orden decreciente entre lagos, humedad del suelo, atmósfera, embalses, ríos y seres vivos.

Se estima que aproximadamente 70% del agua dulce se consume en la agricultura. El agua en la industria absorbe una media de 20% del consumo mundial, empleándose como medio en la refrigeración, el transporte y como disolvente de gran variedad de sustancias químicas. El consumo doméstico absorbe el 10% restante.

El agua potable es esencial para todas las formas de vida, incluida la humana. El acceso al agua potable se ha incrementado sustancialmente durante las últimas décadas en la totalidad de la superficie terrestre. Sin embargo, estudios de la FAO (Organización de las Naciones Unidas para la Agricultura y la Alimentación) estiman que 1 de cada 5 países en vías de desarrollo tendrá problemas de escasez de agua antes de 2030; en esos países es urgente disminuir el gasto de agua en la agricultura por medio de la modernización de los sistemas de riego.

La vida de nuestro planeta se inició en el agua. Esta última representa las tres cuartas partes de la superficie de la Tierra. En la naturaleza se presenta en diferentes estados y en cada uno de ellos, sólido como hielo, líquido o gaseoso como vapor, desempeña un papel preponderante para la conservación de la vida de las plantas, los animales y el hombre.

En su estado líquido, el agua se presenta en forma de mares, ríos, lagos y lagunas, en los que habita 80% de los organismos que pueblan el planeta.

Cuando se agota el abasto de agua, como sucede con frecuencia en muchas partes del mundo, en otros lugares hay inundaciones. Los sucesos no están ligados de manera directa, pero son parte de un mecanismo natural que ha funcionado durante cientos de millones de años. El proceso es como el de una máquina de vapor en perpetuo movimiento. La lluvia proviene de las nubes, alimenta los ríos y los océanos, se evapora del mar y de nuevo se deposita en la tierra y los océanos. Desde que las primeras nubes dejaron caer su lluvia, el abasto de agua en la Tierra casi no ha cambiado. Nos agrade o no, el agua que bebemos hoy quizá provenga de un baño romano de hace 2000 años.

Los científicos han calculado que nuestros océanos, lagos, ríos y glaciares contienen unos 14000 millones de km^3 de agua. Otros 8.4 millones de km^3 están almacenados en el subsuelo y grandes cantidades, en forma de vapor de agua, en la atmósfera. La mayor parte del agua no se mueve de su lugar y sólo pequeñas fracciones circulan en lo que se conoce como el ciclo hidrológico. Tenemos necesidad de abundante agua fresca que esté convenientemente distribuida.

Como sabemos, el agua cae regularmente donde no se desea y no llega a los lugares donde es esperada. Menos de 3% del agua del mundo es dulce y el resto es agua salada procedente de los océanos. Cada año se evaporan casi 420000 km^3 de agua; 90% regresa al mar en forma de lluvia. Gran parte de la lluvia que no cae en los océanos se abre paso hacia los ríos. Las aguas naturales de la hidrosfera son soluciones de diferente grado de complejidad, al entrar en contacto con los compuestos químicos de la litosfera, la atmósfera y la biosfera.

Las aguas de la hidrosfera se transfieren de manera continua de los mares a las regiones de la Tierra y de nuevo a los mares, en un proceso cíclico llamado **ciclo del agua**. Este líquido ha pasado por este ciclo durante muchos siglos. El agua que bebes o con la que te bañas tal vez pasó millones de años en los mares primitivos y miles de años en la capa de hielo polar; es posible que una molécula de agua haya circulado alrededor del mundo infinidad de veces. Se ha calculado que el volumen total

del agua de la hidrosfera es de 1 500 millones de kilómetros cúbicos, distribuidos de la siguiente manera (cuadro 3.1):

Cuadro 3.1 Distribución de agua en la hidrósfera.

Propiedad	Porcentaje de 1 500 millones de km^3
Mares	97.2
Casquetes polares y glaciares	2.15
Agua subsuperficial (humedad del suelo y aguas freáticas)	0.63
Agua superficial (lagos, ríos y corrientes de agua dulce y lagos, mares salados encerrados)	0.019
Agua atmosférica	0.001

Tabla 3.1 Considerando la superficie hasta 4 000 m bajo el nivel del suelo.

Almacén	Volumen (10^6 km^3)	Porcentaje del total
Océanos	1370	97.25
Casquetes polares y glaciares	29	2.05
Agua subterránea profunda (750 a 4 000 m)	5.3	0.38
Agua subterránea poco profunda (menor a 750 m)	4.2	0.30
Lagos	0.125	0.01
Humedad del suelo	0.065	0.005
Atmósfera	0.013	0.001
Ríos	0.0017	0.001
Biosfera	0.0006	0.0004
Total	1408.7	100.00


Figura 3.2
El ciclo hidrológico.

En la figura del ciclo hidrológico se observa cómo los mares del mundo están expuestos a grandes cantidades de radiación solar y aproximadamente la mitad de dicha radiación que absorbe el mar produce la evaporación de sus aguas (figura 3.2). Parte del vapor de agua se condensa para formar nubes de gotitas de agua o cristales de hielo. Es interesante observar que la formación de nubes se produce cuando se registra una condensación en pequeñísimas partículas de polvo, humo y sal de mar en el aire. La precipitación depende de estas macropartículas, que sirven como núcleos en que se pueden desarrollar las partículas de la nube. Cuando dichas partículas son lo suficientemente grandes, caen a la tierra en forma de lluvia, granizo o nieve. Gran parte de la precipitación tiene lugar en el mar y no llega a la superficie terrestre; sin embargo, una parte de las aguas evaporadas de los mares se deposita en la tierra como agua dulce.

Desde el punto de vista físico, el agua circula constantemente en un ciclo de evaporación o transpiración (evapotranspiración), precipitación y desplazamiento hacia el mar. Los vientos transportan tanto vapor de agua como el que se vierte en los mares mediante su curso sobre la Tierra, en una cantidad aproximada de 45 000 km^3 al año. En tierra firme, la evaporación y la transpiración contribuyen con 74 000 km^3 anuales a causar precipitaciones de 119 000 km^3 al año.

El agua que llega a la litosfera se puede reevaporar casi de inmediato, o bien acumularse en lagos, corrientes o ríos, en forma de agua superficial. No obstante, gran parte de la precipitación se filtra a través del suelo y se convierte en agua freática. Una porción de la precipitación queda capturada en las capas de nieve de las montañas y en los casquetes y glaciares polares. También hay parte del agua que atraviesa el ciclo de vida de los animales y las plantas, sirviendo como fuente de hidrógeno en la fotosíntesis y componente de las células vivas.

Por último, gran parte del agua dulce de la litosfera fluye de nuevo hacia los mares para completar el ciclo. Por supuesto, antes de que llegue a los mares, el hombre puede utilizarla muchas veces, en actividades como el riego agrícola, la industria, con fines domésticos y para arrastrar desechos y aguas negras.

Finalmente, en esta gigantesca bomba de agua, impulsada por el calor solar, cada gota encontrará su camino en el sistema. ¿Podemos confiar en que el abasto de agua sea suficiente para nuestras necesidades? Por supuesto que no; cada año utilizamos más. Desde la Segunda Guerra Mundial (1945), la demanda lo ha sobrepasado. Los ríos que solían fluir con fuerza han disminuido su caudal, porque se han aprovechado para la agricultura, la industria y los hogares.

Lecturas de reflexión

La cuenca del valle de México es un sistema endorreico. Esto quiere decir que el agua llega por los ríos que bajan de las montañas y tiende a asentarse formando lagos. En la época prehispánica, el valle de México era un complejo lacustre construido por seis lagos: Texcoco, Zumpango y Xaltocan (Norte); Chalco, Xochimilco (Sur) y Chapultepec.

En aquella época, los lagos proporcionaban los medios de subsistencia para los pobladores. La gente se transportaba en canoas y, durante la época de lluvias, se construían diques de contención que evitaban la contaminación de las aguas dulces; es decir, existía un equilibrio. No obstante, todo esto cambió con la llegada de los españoles y la conquista de México-Tenochtitlan, pues para favorecer el crecimiento de la ciudad se secaron los lagos.

El Centro para Asentamientos Humanos (Habitat) que forma parte de la Organización de las Naciones Unidas (ONU), realizó un estudio en el que se prevé que en el año 2020 habrá una escasez mundial de agua. Se menciona que la Ciudad de México será una de las más afectadas debido al desmesurado crecimiento de la población, la contaminación y el desperdicio de este preciado líquido, que en nuestro país es de 50%.


Figura 3.3

El valle de México en la época prehispánica.

La cantidad de agua dulce sobre la Tierra no es una fracción importante del total de agua existente, más aún, el agua dulce puede ser uno de nuestros recursos más

preciados, el agua dulce se forma por la evaporación de los océanos. El vapor de agua se acumula en la atmósfera y es transportado por la circulación atmosférica global, retornando en ocasiones a la Tierra como lluvia y nieve.

Al caer la lluvia, el agua corre en la superficie terrestre disolviendo numerosas sustancias a su paso, por lo que el agua dulce contiene gran variedad de cationes (principalmente Na^+, K^+, Mg^{2+}, Ca^{2+} y Fe^{2+}), aniones (principalmente Cl^-, SO_4^{2-}, y HCO_3^-) y gases disueltos (principalmente O_2, N_2 y CO_2).

Las aguas dulces son soluciones diluidas que contienen muchos compuestos químicos, en el agua natural también hay diversas materias suspendidas y partículas coloidales; en la tabla 3.2 se presenta una lista de la composición del agua dulce común.

Tabla 3.2 Componentes de las aguas naturales

Fuente	En suspensión	Dispersión coloidal	Solución
Litósfera	Arena	Arcillas	CO_2 de carbonatos
Minerales			
Arcillas	Suelo	Na^+	Cl^-
y rocas	Suelos	K^+	SO_4^{2-}
		Ca^{2+}	HCO_3^-
		Mg^{2+}	NO_3^-
		Fe^{2+}	PO_4^{3-}
Atmósfera	Polvos	Polvos	O_2 F^-
		Macropartículas Polvos	N_2 H^+
			CO_2 HCO_3^-
Biosfera	Algas	Macromoléculas	Moléculas orgánicas
		Otras plantas orgánicas	CO_2
		Animales acuáticos	O_2
		Bacterias	virus N_2
			H_2S
			CH_4
			NH_4^+
			NO_3^-
			SO_4^{2-}

La presencia de casi todas las impurezas se debe a procesos naturales y es imposible eliminarlas, la calidad del agua dulce puede verse afectada negativamente por la adición de otras impurezas debidas a las actividades del hombre.

3.1.2 Calidad del agua

Contaminantes del agua de uso industrial y urbano

La calidad del agua se mide en función de la cantidad de partículas contaminantes que contiene. Por ejemplo, el agua que, por su nivel de contaminantes, se juzga

adecuada para la irrigación, ya no tiene la calidad apropiada para usarse como agua potable. En un caso extremo, si el agua está demasiado contaminada, no tiene la calidad necesaria para ninguno de los usos comunes: agua potable, lavado, irrigación o uso de plantas industriales (donde se utiliza para generar vapor o como agua de enfriamiento).

La contaminación del agua puede ser calorífica o con radioisótopos; también puede contaminarse con iones de metales tóxicos y aniones, con moléculas orgánicas, ácidos, álcalis y provenir en extremo contaminada tanto de fuentes derivadas de la actividad humana como de la industrial.

La presencia de casi todas las impurezas se debe a procesos naturales y es imposible eliminarlas; la calidad del agua dulce se puede afectar negativamente por adición de otras impurezas debidas a las actividades del hombre.

Puesto que el agua superficial, junto con la de los pozos, sirve para uso y consumo públicos, se han establecido normas químicas a nivel nacional para el agua potable. Estas normas, junto con los reglamentos bacteriológicos, sirven como guía para quienes abastecen el agua pública a fin de mantener la seguridad en función de, su color, su aspecto, su sabor y su olor.

Cuadro 3.2 Normas químicas para el agua potable.

Especie química	Máxima concentración permisible en ppm* (mg/L)
Arsénico (iónico)	0.05
Ion bario	1.0
Ion cadmio	0.01
Ion cloruro	250.0
Cromo (iónico)	0.05
Cobre (iónico)	1.0
Ion cianuro	0.2
Ion fluoruro	Sobre 2.0
Hierro (iónico)	0.3
Plomo (iónico)	0.05
Sulfonato de alquilo lineal (detergente)	0.5
Manganeso (iónico)	0.05
Ion nitrato más ion nitrito	10.0 (es N)
Selenio (iónico)	0.01
Ion plata	0.05
Ion sulfato	250
Compuestos químicos orgánicos sintéticos (extracto de carbono-cloroformo)	0.15
Total de sólidos disueltos	500
Ion zinc	5.0

*ppm (partes por millón).

3.1.3 Fuentes de contaminación del agua

Como se mencionó, el agua se contamina fácilmente porque tiene la propiedad de disolver gran cantidad de sustancias. Si consideramos que el agua dulce que hay en la Tierra no es una fracción importante del total de agua existente, entendemos por qué el agua dulce es uno de nuestros recursos más preciados. Al caer la lluvia, el agua corre por la superficie terrestre disolviendo numerosas sustancias a su paso, por lo que el agua dulce contiene gran variedad de metales: sodio, potasio, magnesio, calcio y hierro; así como no metales: cloruros, sulfatos y bicarbonatos; gases disueltos: oxígeno, nitrógeno y dióxido de carbono.

Las aguas dulces son soluciones diluidas que contienen muchos compuestos químicos. El agua natural contiene también diversas materias suspendidas y partículas coloidales. En el cuadro 3.3 se lista la composición del agua "pura natural".

Cuadro 3.3 Composición del agua

Sustancia	Fórmula	Observaciones
Por contacto con el aire:		
Dióxido de carbono	CO_2	Hace al agua ligeramente ácida
Partículas de polvo		A veces pueden ser grandes cantidades
Nitrógeno	N_2	Junto con el oxígeno, forma burbujas en el agua
Dióxido de nitrógeno	NO_2	Formado por relámpagos
Por contacto con las formaciones rocosas:		
Iones calcio	Ca^{2+}	De carbonato de calcio
Iones cloruro	Cl^-	De tierras, arcillas y rocas
Iones hierro (II)	Fe^{2+}	De tierras, arcillas y rocas
Iones magnesio	Mg^{2+}	De tierras, arcillas y rocas
Iones potasio	K^+	De tierras, arcillas y rocas
Iones sodio	Na^+	De tierras, arcillas y rocas
Iones sulfato	SO_4^{2-}	De tierras y rocas
Iones bicarbonato	HCO_3^-	De tierras y rocas

Figura 3.4



Los seres vivos necesitan agua potable.

Figura 3.5



El tratamiento del agua natural es fundamental para el hombre.

A las sustancias orgánicas que las bacterias pueden oxidar se les denomina biodegradables (también se llaman desperdicios que demandan oxígeno). Los desperdicios industriales de las plantas procesadoras de alimentos y las fábricas de papel, y los afluentes de las plantas empacadoras de carne, son ejemplos de estas sustancias.

Los nutrientes de los vegetales, en particular el nitrógeno y el fósforo, contribuyen a la contaminación del agua porque estimulan el crecimiento excesivo de las plantas acuáticas. Los resultados más visibles de esto son las algas flotantes y el agua turbia. A medida que el crecimiento de las plantas se hace excesivo, se incrementa la cantidad de materia vegetal muerta y en descomposición. Estos vegetales consumen oxígeno a medida que son biodegradados, lo que provoca el agotamiento del oxígeno del agua.

El agua necesaria para uso doméstico, para la agricultura y para los procesos industriales se toma de los lagos y ríos, así como de las fuentes subterráneas naturales o de los depósitos. Gran parte del agua que llega a los sistemas municipales es "usada" y ya ha pasado por uno o más sistemas de drenaje o por plantas industriales.

La contaminación excesiva del agua ha alterado el equilibrio ecológico, provocando la extinción de especies animales y vegetales. Las aguas residuales arrastran los desechos domésticos, portadores de materia orgánica en descomposición. Por su parte, los residuos industriales contienen espumas e hidrocarburos clorados que no son solubles en el agua y que se fijan a los residuos grasos, contienen restos de metales, que pasan a sustancias tóxicas y a su vez afectan la fauna y la flora acuática.

El petróleo y sus residuos, que son vertidos en el agua de mar, han terminado ya con la vida marina en diversas zonas y con frecuencia ocasionan las llamadas mareas negras. El uso desmedido de plaguicidas y herbicidas, además de contaminar el agua y el aire, afecta la cadena alimenticia.

Figura 3.6



Debemos conservar limpios y atractivos los ríos que nos brinda la naturaleza.

Figura 3.7



El agua contaminada provoca graves daños a la naturaleza.

Lecturas de reflexión

El agua contaminada mata vacas

El 19 de febrero de 1996 apareció en un periódico de circulación nacional una noticia relacionada con el problema de la contaminación del agua que ocasiona el procesamiento del café en los estados de Puebla y Veracruz. El artículo explicaba que el café se procesa antes de ser consumido y que este proceso se lleva a cabo por vía húmeda en los lugares conocidos como "beneficios húmedos". Por supuesto, requiere grandes cantidades de agua.

El hecho más preocupante es que, cerca del río Amizatlán (que pasa por los estados de Puebla y Veracruz), las vacas mueren por diarrea durante la época en que se cosecha el café. Este suceso se ha repetido durante varios años, pues el agua de desecho de los beneficios húmedos se tira precisamente en el río Amizatlán.

Figura 3.8



Debemos criar animales sanos.

Por supuesto, el agua también se contamina biológicamente, pues microorganismos como virus, bacterias y parásitos, suelen vivir en la materia fecal proveniente de las aguas domésticas. Además, los seres humanos contaminamos el agua arrojando a ella todo tipo de basura, desperdicios y sustancias tóxicas. En el agua potable se vierten descargas de origen industrial y agrícola, plaguicidas, fertilizantes, restos animales y desechos domésticos.

De acuerdo con lo expuesto antes, ¿qué entiendes por agua residual? Es agua utilizada que experimentó cambios de tipo químico, físico o biológico, y que por eso ya no puede usarse en el proceso que la generó. El agua que sale de las casas y de las industrias hacia el sistema de drenaje es un ejemplo de aguas residuales.

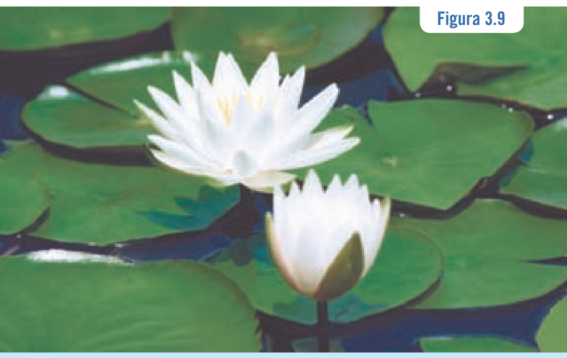
Cuadro 3.4 Fuentes más comunes de contaminación de agua.

Aguas residuales	Vienen de los hogares y de los desechos de las industrias procesadoras, hacen disminuir la cantidad de oxígeno disuelto en el agua. El agua adquiere un color oscuro y olor fétido
Organismos patógenos	Provienen de las heces humanas y animales, de ciertas industrias (como curtidurías) y del agua contaminada procedente de basureros. Sin embargo, la mayoría de los cuerpos acuíferos están protegidos por vallas y el agua de éstos se purifica con mucho cuidado antes de abastecerse a casas y fabricas
Fertilizantes	Los fertilizantes que se usan en la agricultura llegan a ríos y lagos. Sus altas concentraciones de nitratos y fosfatos aumentan el crecimiento de algas y maleza en el agua. Estos seres vivos u organismos consumen el oxígeno disuelto en ella y asfixian a las otras formas de vida. Confieren mal olor y sabor al agua
Sedimentos	La lluvia acarrea sedimentos de fango a los abastecimientos de agua. Estos sedimentos pueden ocasionar problemas en las plantas de purificación al bloquear las tuberías
Sustancias químicas orgánicas	Los detergentes y pesticidas contaminan el agua. Al formar espuma impiden que el oxígeno se disuelva con facilidad en el agua. Los pesticidas se acumulan en los seres vivos e incluso en pequeñas cantidades pueden ser fatales para los peces. Es mejor usar productos biodegradables
Sustancias químicas inorgánicas	Los minerales solubles, así como los ácidos y álcalis, llegan desde las fábricas y minas hasta los abastecimientos de agua. Los óxidos de azufre y nitrógeno llegan a la atmósfera desde las chimeneas de las fábricas, la lluvia los arrastra y los lleva a ríos y lagos
Materiales radiactivos	Son descargados por las industrias sin protección contra las radiaciones, provocan cáncer o mutaciones en una amplia variedad de organismos, incluyendo al hombre
Calor	Las centrales eléctricas emplean grandes cantidades de agua para enfriamiento. Después regresan agua pura un poco más caliente, lo que provoca que se disuelva menos oxígeno

Aplicación de tus saberes

Para evitar la contaminación del agua es conveniente tomar algunas medidas preventivas:

- Mantener cerrados y con tapa los depósitos del agua.
- Asear por lo menos una o dos veces al año las cisternas, así como los tinacos cuando estén conectados a la cisterna.
- No arrojar desechos de ningún tipo a los depósitos o cubetas de agua.
- Mantener limpios y aseados los bebederos.
- Evitar las fugas de agua manteniendo llaves y muebles sanitarios en buen estado.
- Lavar la ropa y los trastos con jabones biodegradables.
- Utilizar detergente biodegradable y sólo usar la cantidad necesaria para así evitar la espuma excesiva.
- No arrojar solventes o residuos de aceites, petróleo, etcétera; al drenaje ni al suelo.
- Usar el cloro necesario para lavar la ropa.
- No arrojar basura en el drenaje.


Figura 3.9

Los lirios crecen muy bien en aguas contaminadas con fertilizantes.

Uso urbano

Conforme las actividades humanas se han incrementado, también lo ha hecho la contaminación del agua. Por esa razón, se han establecido leyes para mantenerla "limpia". Dichas leyes tienen como objetivo que en las ciudades urbanizadas se dé un tratamiento al agua ya usada a fin de que tenga la calidad necesaria para su reutilización en, por ejemplo, el riego de parques, el lavado de calles, entre otros; usos para los que no se requiere una calidad potable.

Con frecuencia no pensamos que la basura que sale de nuestras casas puede afectar la calidad de las aguas naturales, casi de la misma forma en que lo hacen los desechos industriales. Sin embargo, los desechos urbanos, que por lo general son incinerados en los tiraderos a cielo abierto, contribuyen a la contaminación atmosférica. Paradójicamente, la limitada capacidad de incineración en los basureros hace que gran cantidad de desechos urbanos permanezca estancada y contamine, a corto o mediano plazo, los conductos de agua subterránea, los ríos, las corrientes y los lagos.

Cuadro 3.5 Muestra algunos productos urbanos y la clase de contaminantes que tienen.

Tipo de producto	Ingredientes perjudiciales	Manera de eliminarlo*
Abrillantador de muebles	Solventes orgánicos	Especial
Abrillantador para zapatos	Ceras, solventes	Basura
Aceite para motor	Compuestos orgánicos, metales	Especial
Acumuladores para automóvil	Ácido sulfúrico, plomo	Especial

(Continúa)

Cuadro 3.5 (*continuación*)

Tipo de producto	Ingredientes perjudiciales	Manera de eliminarlo*
Anticongelante	Solventes orgánicos, metales	Especial
Baterías	Metales pesados (mercurio)	Especial
Baterías de mercurio	Mercurio	Especial
Bolitas de naftalina	Compuestos orgánicos clorados	Especial
Botes de aerosol (vacíos)	Solventes, gases y propulsores	Basura
Destapacaños	Álcalis	Drenaje
Esmalte de uñas	Solventes	Basura
Gasolina	Solventes orgánicos	Especial
Insecticida en aerosol para cucarachas	Pesticidas, solventes orgánicos	Especial
Insecticidas	Pesticidas, solventes	Especial
Limpiadores para estufas y hornos	Álcalis	Drenaje
Limpiadores para baño	Ácidos o álcalis	Drenaje
Medicina (expirada)	Compuestos orgánicos	Drenaje
Pinturas (de aceite)	Solventes orgánicos	Especial
Pintura de emulsión	Polímeros	Especial
Removedores de esmalte de uñas	Solventes orgánicos	Especial

*Especial: manejo profesional del desecho peligroso. Drenaje: tirar en el lavabo del baño o el fregadero de la cocina. Basura: manejo de basura normal; no contamina el agua subterránea. En la mayoría de las casas, lo que se ha marcado como especial se maneja como basura común, que a la larga contaminará el agua subterránea.

Dado que nosotros consumimos los productos de la industria, también participamos en su eliminación y en la probable contaminación del agua con ellos. Las amas de casa tienen un problema mayor para la eliminación de desechos. Aunque existe un proyecto de reciclado activo para vidrio, papel, metales y plásticos, no hay un procedimiento para recolectar productos químicos, que deberían ser separados de la basura ordinaria antes de llegar a los basureros. Si estos productos químicos se mezclan con la basura ordinaria, irán a parar al basurero o al incinerador, y si se tiran al drenaje, en la calle o en el patio, llegarán tarde o temprano a las aguas naturales.

ACTVIDAD DE APRENDIZAJE

Realiza esta actividad con la ayuda de tus familiares. Compara tus resultados con los de tus compañeros(as) de clase y discútelos. En caso de dudas consulta a tu profesor.

Suponiendo que cada persona de tu familia gasta 200 L de agua cada día, elabora un registro, durante dos días, de los valores de consumo reales de cada quien. Luego determina el volumen total promedio del agua que en realidad consumen. Utiliza una tabla por cada miembro de la familia.

(*Continúa*)

(*Continuación*)

Actividad en casa	Valor aproximado	1er día (L/día)	2º día (L/día)	Promedio 1er día + 2º día/2
Bañarse	50 L			
Beber	3 L			
Cocinar	7 L			
Lavar la ropa	70 L			
Lavar los trastos	50 L			
Limpiar la casa	10 L			
Regar el jardín	10 L			
Total	200 L			

Contesta lo siguiente:

Promedio diario de consumo de agua por persona = ______________________ L

Promedio mensual = promedio diario × 30 = ______________________ L

Promedio anual = promedio mensual × 12 = ______________________ L

Consumo promedio familiar = Promedio anual por persona × número de personas = ______________________ L

= ______________________ m^3

Si la tarifa por metro cúbico es aproximadamente $2.50, ¿cuál será la cuota anual familiar por consumo de agua?

$ ______________________

¿En qué actividad se consume más agua? ______________________

¿Por qué? ______________________

¿En qué actividad se gasta menos agua? ______________________

¿Por qué? ______________________

¿Cómo puedes ahorrar este preciado líquido? ______________________

____

¿Quién gasta más agua? ______________________

¿Por qué? ______________________

Si hay fugas de agua en tu casa, ¿se reparan de inmediato ? ______________________

¿Quién lo hace? ______________________

¿Se puede reciclar el agua que se utiliza en tu casa? ______________________

¿Cómo se realizaría? ______________________

____

¿El agua es un recurso renovable o no renovable? ______________________

¿Por qué? ______________________

Reúne a tu familia y analicen los resultados obtenidos para que, en conjunto, propongan cuando menos tres formas de ahorrar agua en casa y, en consecuencia, se beneficie la economía familiar.

Uso industrial

Los procesos industriales, ya sea la manufactura de papel, automóviles, televisores o cualquier otro producto, generan materiales de desecho. Durante muchos años, la eliminación de desechos sólidos utilizados como material de relleno se consideró una buena práctica de ingeniería. Sin embargo, muchas de las sustancias presentes en esos desechos fueron parcialmente disueltas por la lluvia y se integraron al agua subterránea, contaminándola gravemente.

A continuación se muestran algunos contaminantes industriales que resultan de la producción de artículos de consumo que nos son necesarios (cuadro 3.6).

Cuadro 3.6 Productos industriales y sus contaminantes.

Productos	Contaminantes
Derivados del petróleo	Aceites, solventes orgánicos, ácidos, álcalis
Medicinas	Solventes, metales (mercurio y zinc)
Metales	Metales, fluoruros, cianuros, ácidos, aceites
Pesticidas	Compuestos orgánicos clorados y fosfatados
Piel	Cromo, zinc
Pinturas	Metales, pigmentos, solventes, residuos orgánicos
Plásticos	Solventes, compuestos orgánicos clorados
Textiles	Metales, pigmentos, compuestos orgánicos clorados, solventes

No hace mucho tiempo era común colocar los desperdicios y los productos químicos no utilizables en tambores metálicos que se enterraban directamente en el suelo. Los tambores, después de algunos años y por efecto de la corrosión, presentaban fugas que permitían que su contenido se derramara en el agua subterránea o llegara a las aguas superficiales.

De acuerdo con las normas mundiales, y a partir de los tratados firmados por casi todos los países, los desechos industriales peligrosos deberán depositarse en lugares seguros, ser incinerados o, en última instancia, tratarse química o físicamente para contrarrestar su peligrosidad. En la actualidad, los desechos industriales peligrosos deben ser depositados en terrenos recubiertos con materiales plásticos que eviten que los desechos lleguen a los suministros de agua de los alrededores. Estos terrenos tienen pozos espaciados que se revisan constantemente para detectar y evitar cualquier fuga de sustancias contaminantes.

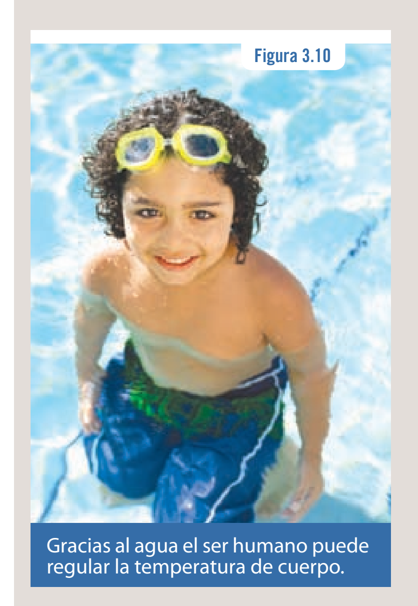
3.2 Importancia del agua para la humanidad

El agua es el elemento principal de los fluidos que nos circundan y están en el interior de todas las células vivientes. La respiración, la asimilación, el metabolismo, la remoción y eliminación de desechos, así como la regulación de la temperatura son todas funciones del cuerpo que pueden ser desempeñadas sólo con agua. Ésta es esencial para disolver y transportar las sustancias nutritivas como el oxígeno y las sales minerales por medio de la sangre, la linfa y otros fluidos del cuerpo.

El agua también mantiene en equilibrio la presión y la acidez; sólo el oxígeno es más importante que ella en la vida de cualquier organismo. La circulación del agua entre la sangre y los órganos es continua y se conserva siempre en condiciones de equilibrio.

La mayor parte de esta agua sale de los riñones, a través de los cuales pasa toda nuestra sangre para filtrarse 15 veces en una hora. El cuerpo elimina cotidianamente

cierta cantidad por medio de la evaporación o la excreción y esta cantidad debe ser sustituida. Cada vez que el cuerpo se sobrecalienta, dos millones de glándulas sudoríparas secretan el sudor, que está constituido por 99% de agua. El calor de la sangre hace que el sudor se evapore, enfriando el cuerpo y manteniendo así los órganos internos a una temperatura constante.


Figura 3.10
Gracias al agua el ser humano puede regular la temperatura de cuerpo.

Los primeros seres vivos que habitaron el mundo desde su formación surgieron de un medio acuático, y permanecieron durante miles de años en el océano, sumamente rico en sales y gases disueltos, indispensables para la vida. Todos los seres vivos dependemos del agua, y en una proporciónmayor o menor estamos formados por ella. En promedio, una persona adulta contiene alrededor de 65% de agua en peso y un niño, aproximadamente 59%. En algunos organismos marinos se encuentra en una proporción de más de 90% en peso. Cerca de 60% del agua en el organismo se encuentra dentro de las células, como en el líquido intracelular; el otro 40% corresponde a líquidos extracelulares, como el intersticial en los tejidos y el plasma de la sangre. Estos líquidos externos transportan nutrientes y materiales de desecho entre las células y el sistema circulatorio.

El agua es tan importante para la humanidad que sin ella no viviríamos; a nivel de consumo, 9.3% es de uso doméstico, 7% para la industria, 4.2% para plantas generadoras de electricidad (con vapor) y 79.5% para la agricultura.

Como se observa, la agricultura es, por mucho, el principal destino del agua. El porcentaje de consumo industrial de agua puede variar entre los países, ya que su uso está directamente relacionado con los volúmenes de producción y las características de los artículos terminados. Por ejemplo, se requiere un metro cúbico de agua para producir cerca de 2 millares de hojas de papel para impresión, mientras que producir 1 L de gasolina se requieren 80 L de agua, es decir, se necesita consumir un metro cúbico de agua para obtener 12.5 L de gasolina.

En muchas industrias, el agua se utiliza principalmente en sistemas de enfriamiento, ya que puede absorber fácilmente más calor que cualquier otro líquido. La recirculación de esta agua se efectúa prácticamente en todas las instalaciones industriales, en torres de enfriamiento en las que el agua caliente derivada del proceso pierde calor con el aire y se vuelve a usar para reducir la contaminación térmica de las corrientes, los ríos o lagos, donde se descarga la que no ha recirculado. Además, su alta capacidad calorífica permite al usuario industrial reciclarla y aprovechar la energía térmica absorbida por ella.

Las fuentes de agua superficiales y subterráneas proporcionan la mayor parte del agua potable o, mejor dicho, agua para uso doméstico, que se utiliza todos los días; por ello, es fundamental reflexionar acerca de los siguientes datos del consumo de agua potable por persona, en condiciones ideales de suministro de 0.6 m por día (cuadro 3.7):

Cuadro 3.7 Porcentaje de uso de agua según su consumo.

Uso	% de consumo
Excusados	18
Baño	14
Lavado de ropa	7
Misceláneas	6
Lavado de utensilios de cocina	4
Cocinar y beber	1
Otros *	50

*Incluye agua para lavado de autos, fuentes públicas, riego, fugas, etcétera.

Como se observa en el cuadro 3.7, se utiliza 32% (18 + 14) del agua para limpiar los excusados y para el aseo personal. Muchas regaderas convencionales utilizan hasta 40 litros por minuto, que pueden ser reducidos hasta en 70% con los mismos resultados, utilizando otras regaderas diseñadas específicamente para ahorrar agua.

Por tanto, es conveniente hacer conciencia de que todos debemos cuidar el agua, utilizándola en forma adecuada y no contaminándola, ya que en poco tiempo tendríamos daños irreversibles en todo el mundo.

3.2.1 Agua para la agricultura, la industria y la comunidad



El agua es un factor importante para la productividad agrícola.

El uso que se hace del agua va en aumento en relación con la cantidad de agua disponible. Los 6 420 millones de habitantes del planeta ya se han adueñado de 54% del agua disponible en ríos, lagos y acuíferos subterráneos. En el año 2025, el hombre consumirá 70% del agua disponible. Esta estimación se ha realizado considerando únicamente el crecimiento demográfico. Sin embargo, si el consumo de recursos hídricos *per capita* sigue creciendo al ritmo actual, dentro de 25 años el ser humano podría utilizar más de 90% del agua dulce disponible, dejando sólo 10% para el resto de las especies que habitan en el planeta.

Comparando el uso del agua de los habitantes del mundo, la gente que vive en los países desarrollados consume en promedio aproximadamente 14 veces más agua diariamente que la que vive en países en vías de desarrollo.



Agua para la agricultura

Durante los últimos 50 años, el incremento considerable de la productividad agrícola ha protegido al mundo de devastadora escasez de alimentos y del peligro de hambrunas. La gestión del agua, tanto en la agricultura de temporal como en la de riego, fue decisiva para lograr ese incremento.

Los próximos 30 años plantean nuevos retos. Se estima que con el crecimiento demográfico (alrededor de 8 300 millones de personas para el año 2030) la agricultura tendrá que adaptarse a las pautas de la demanda de alimentos, combatir la inseguridad alimentaria y la pobreza en las zonas rurales, y competir por los escasos recursos hídricos con otros usuarios. Para satisfacer estas diversas demandas, la Organización de las Naciones Unidas para la Agricultura y la Alimentación (FAO) considera que las políticas agrícolas tendrán que liberar el potencial de las prácticas de gestión del agua para incrementar la productividad, promover un acceso equitativo al agua y conservar los recursos básicos. Propone una estrategia para "reinventar" la gestión del agua en el sector agrícola a partir de la modernización de la infraestructura de riego y las instituciones pertinentes, la plena participación de los usuarios del agua en la distribución de los costos y los beneficios, y el impulso a la escasa inversión en sectores decisivos de la cadena de la producción agrícola.

Para producir los alimentos diarios para una persona se necesitan alrededor de 5 000 litros de agua. Por eso la producción de alimentos y fibras vegetales requiere la mayor proporción de agua dulce de origen natural para consumo humano, o cerca de 70% del agua que se extrae.

Hacia 2030, 60% del total de las tierras potencialmente regables se encontrarán en explotación. De los 93 países en desarrollo que la FAO estudió, 10 ya están utilizando 40% de su agua dulce renovable para riego, que es el nivel a partir el cual puede tomarse difícil elegir entre la agricultura y otros usos del agua. En Asia meridional se habrá alcanzado este nivel de 40% en 2030 y en Medio Oriente y en el norte de África alrededor de 58%. En cuanto al África subsahariana, América Latina y el este de Asia, por el contrario, la demanda de agua para riego estará situada por debajo del umbral crítico, aunque pueden presentarse graves problemas a nivel local.

Una importante fuente de agua para riego son los depósitos subterráneos poco profundos, pero el exceso de bombeo de los acuíferos, la contaminación debida a

sustancias agroquímicas y la extracción excesiva de aguas subterráneas fósiles (es decir, de aquellos acuíferos que se vuelven a llenar tan lentamente a lo largo de los siglos que se consideran un recurso no renovable) presentan numerosos problemas. Los productos químicos agrícolas (fertilizantes y pesticidas) constituyen en general una causa principal de contaminación del agua, mientras que los nutrientes de los abonos causan graves problemas eufóricos en aguas superficiales de todo el mundo. Las aguas residuales constituyen una importante fuente de agua para riego ya que, considerando el total de las tierras de riego de los países en desarrollo, aproximadamente 10% utiliza este recurso. Dicha práctica beneficia directamente a los agricultores que habitan zonas en donde el agua es escasa, pues es posible aumentar la fertilidad del suelo y reducir la contaminación de las aguas receptoras.

El uso eficiente del agua para riego, actualmente de alrededor de 38% en todo el mundo, debería mejorar lentamente hasta alcanzar un promedio de 42% en 2030, gracias a la tecnología y a una mejor gestión del agua para riego. El saneamiento ayudará también a aliviar los problemas de enfermedades transmitidas relacionadas con el riego.

Agua para la industria

El agua destinada a la industria representa 22% del uso total del vital líquido en el mundo. Para el año 2025 se espera que los requerimientos de agua para la industria se incrementen 1.6 veces.

Del agua dulce empleada en la industria, de 57 a 69% se utiliza para generar energía hidroeléctrica y nuclear, de 30 a 40% para procesos industriales y de 0.5 a 3.0% para la generación de energía térmica. Se estima que el volumen anual de agua utilizada por la industria se elevará de 752 km^3 por año que había en 1995, a 1 170 km^3 por año en 2025, y se espera para dicho año que el componente industrial represente 24% del total del agua dulce disponible.

En el sector industrial, la mayor cantidad de agua dulce se almacena en embalses y presas. Sin embargo, se estima que el volumen del agua que se evapora de estos últimos supera el volumen de agua que en conjunto se necesita para los consumos industrial y doméstico. Esto contribuye a las pérdidas de agua en el mundo, especialmente en las regiones tropicales.

Algunos procesos industriales demandan gran cantidad de agua; en el cuadro 3.8 se mencionan los principales:

Cuadro 3.8 Cantidad de agua por proceso productivo.

Cantidad de producto	Cantidad de agua necesaria para el proceso productivo
1 Ton de acero	250 000 litros
1 Ton de cemento	3 500 litros
1 Kg de azúcar	1 800 litros
1 Kg de caucho sintético	1 400 litros
1 Kg de lana	550 litros
1 Kg de cebada	500 litros
1 Kg de papel	250 litros

La energía hidráulica es la fuente renovable de electricidad más importante y más utilizada en el mundo. En el nivel global, la hidroelectricidad representa 19% de la producción total de electricidad y su importancia sigue en aumento.

El potencial hidráulico total del mundo técnicamente se estima en 14 370 billones de kilowatts hora por año, de los cuales cerca de 8 082 billones actualmente se consideran económicamente factibles para el desarrollo. Cerca de 700 billones de watts (o cerca de 2 600 billones de kilowatts hora por año) están ya en la operación, con 108 billones de watts adicionales en construcción.

Cuadro 3.9 Potencial hidráulico técnicamente factible por zonas.

Región	Factible técnicamente	Factible económicamente
	Potencial (TWh/año)	Potencial (TWh/año)
Asia	6 800	3 600
Sudamérica	2 665	1 600
África	1 750	1 000
Norteamérica y América Central	1 660	1 000

Agua para la comunidad

La mayoría de la población mundial actual (cerca de 48%) vive en ciudades medianas y grandes, y se espera que en 2030 la proporción se eleve a 60%. Considerando las principales ciudades, 94% de la población urbana tiene agua entubada dentro o fuera de la vivienda y 86% tiene servicio de drenaje.

Suministro urbano de agua y saneamiento

La buena gestión del agua en las ciudades es una tarea compleja que incluye la gestión integrada de los suministros de agua tanto para necesidades domésticas como para servicios públicos, comerciales e industrias conectadas a la red, el control de la contaminación y el tratamiento de las aguas residuales, así como la gestión del caudal pluviométrico (incluyendo el agua de tormentas), la prevención de inundaciones y el uso sostenible de los recursos hídricos. A lo anterior cabe añadir la cooperación con otras administraciones que comparten la cuenca del río o la fuente de aguas subterráneas.

Se estima que las extracciones de agua para las ciudades grandes son de 300 a 600 litros diarios por persona; mientras que en las ciudades pequeñas la extracción es de 100 a 150 litros y el consumo de agua en estas últimas puede alcanzar entre 40 y 60% del total del suministro de agua que reciben.

El consumo doméstico de agua (para el hogar, para beber y saneamiento), que actualmente representa 8% del uso total de agua en el mundo, se relaciona directamente con la cantidad de agua a que tiene acceso la población que habita en ciudades medianas y grandes. De la población mundial, 19% carece de acceso directo al servicio de agua potable.

En las grandes ciudades que tienen suministro de agua centralizado y un sistema de distribución eficiente, el consumo doméstico generalmente no representa más de 5 a 10% del total de agua disponible. Para el año 2025 se espera que los requerimientos de agua para uso doméstico se incrementen 1.5 veces.

Formas principales del uso doméstico del agua

Los requisitos humanos básicos del agua para beber, el saneamiento, el baño y la preparación de alimentos es de 50 litros por persona por día (o 18.25 m^3 al año). En 1990, más de mil millones de personas tenían acceso a menos de 50 litros de agua al día.

Una persona que vive en una ciudad de un país desarrollado utiliza, en promedio, de 526 a 633 litros de agua al día, que se distribuyen de acuerdo con el cuadro 3.10:

Cuadro 3.10 Promedio del uso del agua en un país desarrollado.

Uso doméstico del agua	Promedio de litros utilizados cada vez	Litros/día (promedio)		Litros/año (promedio)
Llenado de una alberca familiar	50 000 litros cada vez que se cambia el agua de la alberca, 2 a 3 veces por año	274	411	De 100 000 a 150 000
Ducha diaria	6 minutos (14 litros por minuto)	84	84	30 660
Lavarse las manos	10 veces al día/6 litros por minuto	60	60	21 900
Descarga de excusado	5 descargas al día/6 a 11 litros por descarga	30	55	De 10 950 a 20 075
Lavado de loza en el fregadero	3 veces al día/10 litros cada vez	30	30	10 950
Baño en una tina llena hasta la mitad	1 por semana (150 litros por baño)	21.4	21.4	7 800
Lavadora para 4 kg de ropa	2 cargas por semana/75 litros la carga completa	21	21	7 800
Agua para beber	1.5 litros diarios	1.5	1.5	547.5
Lavarse los dientes	3 veces al día con vaso de agua de 200 mililitros	0.6	0.6	219
Total		522.5	684.5	De 190 607 a 249 732

3.2.2 Purificación del agua

Más de la mitad (59%) del agua embotellada que se bebe en el mundo es agua purificada, 41% restante es agua mineral o de manantial.

Una persona bebe en promedio 24 litros de agua embotellada cada año. En particular los italianos beben más agua embotellada que el resto: 184 litros/persona/año en promedio; les siguen los mexicanos, con un promedio de 168 litros/persona/año. Otros países en donde el consumo del agua embotellada es importante son: Unión de Emiratos Árabes, Bélgica, Luxemburgo, Francia, España, Alemania, Líbano y Suiza.

El agua para consumo humano debe ser potable, es decir, no contaminada. Para obtenerla, existen varios métodos de purificación que son sencillos: ebullición, ozonización (pasarla a través de ozono, O_3), cloración, entre otros. Podemos escoger el más adecuado a nuestras necesidades y posibilidades, según la zona donde habitemos. Por ejemplo, al hervir el agua durante 10 o 15 minutos se elimina la mayoría de los microorganismos perjudiciales para el ser humano. Por supuesto, el recipiente donde se hierva el agua debe taparse para que no se vuelva a contaminar.

También está la ozonización, que se basa en el hecho de que el ozono tiene una actividad química potente y mata las bacterias y los microorganismos que se encuentran en el agua. Recuerda que cuando el ozono reacciona con los componentes del agua, deja oxígeno como residuo. Otro método sencillo es la cloración, que consiste en agregar hipoclorito de sodio (cloro casero) al agua para eliminar bacterias.

Figura 3.12



En la casa es posible utilizar estos tipos de filtros domésticos.

Cuadro 3.11 Normas químicas para el agua potable.

Especie química	Máxima concentración permisible en ppm* (mg/L)
Arsénico (iónico)	0.05
Ion bario	1.0
Ion cadmio	0.01
Ion cloruro	250.0
Cromo (iónico)	0.05
Cobre (iónico)	1.0
Ion cianuro	0.2
Ion fluoruro	Sobre 2.0
Hierro (iónico)	0.3
Plomo (iónico)	0.05
Sulfonato de alquilo lineal (detergente)	0.5
Manganeso (iónico)	0.05
Ion nitrato más ion nitrito	10.0 (es N)
Selenio (iónico)	0.01
Ion plata	0.05
Ion sulfato	250
Compuestos químicos orgánicos sintéticos (extracto de carbono-cloroformo)	0.15
Total de sólidos disueltos	500
Ion zinc	5.0

*ppm (partes por millón).

La filtración es otra alternativa para purificar el agua. En este caso debe usarse un filtro doméstico cuyos poros sean tan finos o pequeños que no permitan el paso de las bacterias, como el filtro de Pasteur, elaborado con porcelana sin esmaltar.

Una forma muy antigua de filtrar el agua es mediante un tamiz (filtro) de arena y grava, que se construye colocando primero una capa de grava y luego una de arena. Posteriormente se hace circular agua por el filtro, el cual retiene las partículas en suspensión. Es conveniente aclarar que con este proceso no se eliminan las bacterias.

Lecturas de reflexión

Tratamiento del agua

¿Sabías que 99.9% de las aguas negras es agua recuperable?

Las aguas negras proceden de las descargas de baños, cocinas, lavanderías, lavado de autos y drenajes. Las plantas purificadoras de las ciudades tratan esta agua según la cantidad y el tipo de contaminante. Como el objetivo es que sean reutilizadas, se les da dos tipos de tratamiento: primario y secundario.

(Continúa)

Lecturas de reflexión

(Continuación)

El tratamiento primario consiste en separar mediante un cribado (selección por medio de una malla) las partículas grandes, como cáscaras de naranja, bolsas de plástico, tejas, piedras, palos, entre otros. El agua pasa después a un desarenador, un estanque donde la velocidad de flujo disminuye lo suficiente para permitir que las partículas suspendidas (mayores de 100 nm) sedimenten como arena. Luego esta arena se recolecta y se utiliza como relleno sanitario.



Figura 3.13

Tratamiento primario del agua.

El tratamiento secundario es un proceso biológico en el que se utilizan bacterias aeróbicas para desintegrar los desechos orgánicos restantes. El método que más se usa es el lodo activado: se vierte una mezcla de microorganismos en el agua, luego se hace burbujear aire en ella y se espera a que las bacterias digieran el material orgánico y formen dióxido de carbono (CO_2) y agua.

Para que no se desperdicien los microorganismos, se pasa el agua a un tanque de sedimentación o clarificador secundario y tanto las bacterias como el material que no está descompuesto se regresan a un tanque de aereación. La mayoría de las plantas municipales cloran el agua después del tratamiento secundario. Las aguas tratadas contienen 10% de la materia orgánica original, 50% o más de los iones metálicos y fosfatos, así como pesticidas. El uso de cloro con esta agua puede ser riesgoso.



Figura 3.14

Las plantas purificadoras de aguas negras son fundamentales para las comunidades.

Es indispensable que el agua se encuentre libre de impurezas a fin de que sea apta para el consumo humano. No existe un método universal para purificar el agua, pero en términos generales, la mayoría de las plantas purificadoras funcionan de la siguiente manera:

1. Tamizado: se usa una malla de alambre para eliminar desde ramas de árbol hasta partículas de arena fina.
2. Aereación: para mantener un nivel adecuado de oxígeno disuelto en el agua, ésta se bombea en cascadas pequeñas para que circule rápido y aumente así la cantidad de agua que hace contacto con el aire.
3. Filtración: el agua se hace pasar a través de varias capas de arena gruesa y una capa de grava.
4. Esterilización: consiste en hacer pasar el agua a través de cloro u ozono para destruir las bacterias.

Actividad experimental

Preparación de agua residual y su tratamiento

Con la guía de tu profesor, intégrate en un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Anoten sus conclusiones.

Propósito

Purificar el agua residual

Materiales

- 1 litro de agua de la llave
- 1 cucharada de sal de mesa
- ½ cucharadita de polvo de ajo o ajo molido
- ½ taza de café molido
- 3 cucharadas de aceite vegetal
- 100 g aproximadamente de arena

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

- 100 g aproximadamente de grava o tezontle
- 50 g aproximadamente de carbón en polvo
- 1 vaso desechable de poliuretano
- 1 embudo de tallo largo o corto
- 3 trozos de papel filtro
- soporte universal o tripié
- 1 triángulo de porcelana
- 1 pedazo de 3 cm de manguera de hule
- 1 agitador de vidrio o un palito de madera
- unas pinzas, un clip o un pasador para el pelo



Figura 3.15

Etapas del experimento.

Procedimiento

1. Al agua de la llave agrégale la sal, el polvo de ajo, el café molido y el aceite vegetal. Mézclalos con el agitador.

   ¿Qué color se obtuvo? ____

   ¿Se mezclaron todos los componentes? ________ ¿Por qué? ____________________

   ____

   ¿Qué olor tiene esta agua sucia? ______________________

   ¿Tiene sólidos y grasas no disueltos? ________ ¿Por qué? ____________________

   ____

2. En un vaso común, toma una muestra de aproximadamente 100 mL de agua sucia y fíltrala.
3. Aprieta la manguera con unas pinzas, un clip o un pasador para el pelo. Agrega la mitad del contenido del vaso. Deja reposar hasta que se formen dos capas.
4. Abre con cuidado las pinzas (el clip o pasador para el pelo) y permite que salga la capa inferior de sedimento. Recógela en un vaso de 150 mL. Cuando pase toda la capa vuelve a cerrar la pinzas.
5. Drena en otro recipiente lo que haya quedado en el papel filtro.
6. Repite las etapas 2, 3, 4 y 5 con el resto del agua sucia. Coloca cada líquido por separado.

   ¿Qué sustancia se eliminó en esta etapa de purificación? ____________________

7. Desecha el aceite como te indique tu profesor.
8. Observa las características del agua del primer recipiente y guárdala para la siguiente etapa.
9. Realiza pequeñas perforaciones en la parte inferior del vaso desechable de unicel.
10. Coloca una capa de grava, después una de arena y termina con una de grava (véase la figura).
11. Vacía lentamente la muestra que va a ser filtrada en el vaso preparado. Recíbela en un frasco.
12. Mide el volumen obtenido de agua filtrada. Compara sus nuevas características con las que tenía inicialmente. Llena la tabla de registro.

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

Características	Agua "sucia"	Agua tratada
Volumen		
Olor		
Color		
Sólidos presentes		
Aceite presente		

¿Qué sustancia se eliminó en esta etapa de purificación? ________________

13. Dobla el papel filtro de acuerdo con las instrucciones de tu maestro y colócalo en el embudo.

14. Agrega el carbón vegetal (una cucharadita) al agua obtenida en el paso 11 y mezcla perfectamente estos componentes con un agitador.

15. Filtra la mezcla anterior y si el agua queda turbia vuelve a filtrar hasta que quede incolora e inodora. Utiliza un nuevo papel filtro cada que repitas la operación.

16. Mide el volumen final de la muestra obtenida. Esta agua puedes usarla para lavarte las manos, ¡no te la tomes, ya que te puede causar daño!

Tratamiento de aguas y su clasificación

El tratamiento de las aguas municipales suele constar de varias etapas: filtración gruesa, sedimentación, filtración por arena, aereación y esterilización.

Después de una filtración gruesa a través de una malla, el agua se deja reposar en grandes tanques, en los que se asienta la arena finamente dividida y otras partículas diminutas; para ayudar a la eliminación de las partículas muy pequeñas, se puede hacer al agua ligeramente básica adicionando CaO. Después se añade $Al_2(SO_4)_3$; éste reacciona con los iones OH^- para formar un precipitado gelatinoso y esponjoso de $Al(OH)_3$.

Este precipitado se asienta lentamente, acarreando las partículas suspendidas hacia el fondo del tanque, removiendo en esta forma casi toda la materia finamente dividida y la mayor parte de las bacterias.

Después el agua se filtra a través de un lecho de arena. En una etapa posterior a la filtración, el agua puede ser rociada al aire para acelerar la oxidación de las sustancias orgánicas disueltas.

La etapa final de la operación comprende el tratamiento del agua con un agente químico para asegurar la destrucción de las bacterias, el ozono es el más eficaz, pero tiene el inconveniente de que debe ser generado en el lugar en el que se va a emplear; por consiguiente, el cloro es más adecuado.

La cantidad utilizada depende de la presencia de otras sustancias con las que podría reaccionar el cloro y de la concentración de bacterias y virus que deben eliminarse; la acción esterilizante del cloro se debe no al Cl_2 mismo, sino al ácido hipocloroso y al ácido clorhídrico que se forman al reaccionar el cloro con el agua:

$$Cl_{2(ac)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow HClO^{\bullet}_{(ac)} + H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$$

Actividad experimental

Elaboración de un filtro casero

Con la guía de su maestro de ciencias, reúnanse en equipos de 4 o 5 alumnos y realicen la siguiente actividad. Contesten las preguntas y elaboren un informe escrito con sus conclusiones. Expónganlo ante el resto del grupo.

Propósito

Aplicar el método de filtración para purificar el agua que tomamos en la casa.

Material

- 2 cubetas o botes de plástico, como se muestra en la figura, de diferente tamaño
- 1 llave de cobre o plástico
- carbón triturado
- 1 tapa del recipiente más grande
- 1 empaque para la llave
- grava suficiente
- arena
- hipoclorito de sodio, 10 mL (cloro)

Figura 3.16

Filtro casero.

Procedimiento

1. Observen la figura del filtro casero propuesto.
2. Hagan perforaciones en el fondo del recipiente más pequeño. Los orificios deben ser de por lo menos medio centímetro de diámetro para que el agua pueda fluir de un recipiente a otro sin problemas.
3. Para extraer el agua filtrada se puede emplear una llave o grifo de cobre o plástico. En tal caso, deberá hacerse un orificio en el recipiente exterior. Dicho orificio se tiene que hacer un poco más arriba del nivel de la arena y el carbón. Alrededor de la llave o grifo se debe instalar un empaque de goma o plástico para evitar que se filtre el agua.
4. Coloquen grava en el fondo del recipiente mayor. Deben poner suficiente cantidad para que el borde superior del recipiente pequeño se encuentre al mismo nivel del borde del recipiente grande.
5. Coloquen el recipiente pequeño sobre la grava y viertan en él arena, más o menos hasta la mitad. Cubran la arena con aproximadamente 5 cm de grava para que no se eleve cuando pongan agua en el filtro.

(Continúa)

Actividad experimental

(*Continuación*)

6. Llenen la parte inferior del espacio entre los recipientes con carbón triturado. Cúbranlo con unos 5 cm de arena para evitar que floten partículas de carbón.

   Pregunta de apoyo: ¿Cómo utilizar el filtro de agua?

   Limpien el filtro antes de ponerlo en uso. Viertan agua en el recipiente pequeño y extráiganla por la llave hasta que empiece a salir limpia. Después hagan pasar por el filtro cuatro litros de agua que contengan dos cucharadas de hipoclorito de sodio; después hagan pasar otros 4 l sin cloro. Después de esta operación el filtro estará preparado para usarse.

   ¿Qué función tiene el cloro? ____

   ____

   ¿Para qué se utiliza la grava? ____

   ____

   ¿Para qué se utiliza la arena? ____

   ____

   ¿Qué función tiene el carbón activado? ____

   ____

   ¿Cómo saben que el agua que obtuvieron es potable? ____

   ____

   Conclusiones: ____

   ____

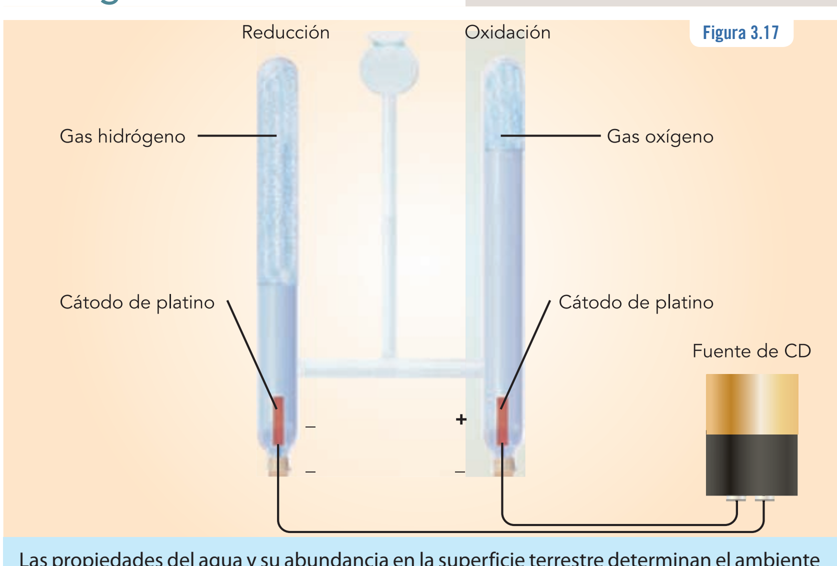
   ____

   ____

3.3 El porqué de las maravillas del agua

¿Por qué los seres vivos necesitamos agua para vivir? ¿Qué porcentaje del cuerpo humano es agua? ¿Qué forma estructural tiene una molécula de agua? ¿Qué es un puente de hidrógeno? ¿Por qué flota el hielo en el agua? ¿Es potable el agua de los ríos? ¿Por qué algunas montañas están cubiertas de nieve? ¿El agua nunca se acaba? ¿Qué alimentos contienen más agua? ¿Cuánta agua pierde una persona al día? ¿Qué es el ciclo del agua?

Hacia el año 600 a. C., los griegos dirigían su atención hacia la naturaleza del Universo y la estructura de los materiales que lo forman. Los filósofos griegos estaban más interesados en el porqué de las cosas que en la tecnología y las profesiones manuales. Fueron los primeros en proponer lo que hoy se conoce como "teoría química".



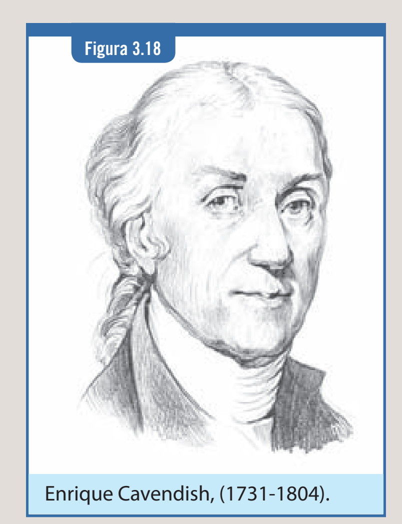
Las propiedades del agua y su abundancia en la superficie terrestre determinan el ambiente físico y biológico del hombre.

Tales de Mileto fue uno de los primeros en planterase cuestiones como: ¿Una sustancia puede transformarse en otra? ¿Cómo puede transformarse un trozo de mineral azulado en cobre rojo? ¿Cuál es la naturaleza de la sustancia? ¿Es de piedra o de cobre?, ¿o quizá es de ambas a la vez? ¿Puede cualquier sustancia transformarse en otra?

Tales de Mileto decidió que el **agua** era el elemento base de todas las sustancias, ya que se encuentra en mayor cantidad, rodea a la Tierra, impregna la atmósfera en forma de vapor, corre a través de los continentes y la vida se extingue sin ella.

Posteriormente, **Heráclito**, **Anaxímenes** y **Empédocles** propusieron que el **fuego**, el **aire** y la **tierra** eran los elementos constituyentes del Universo, que junto con el agua sumaban cuatro.

Figura 3.18



Enrique Cavendish, (1731-1804).

La idea de los "cuatro elementos" perduró hasta el siglo XVIII, cuando en el año de **1783, Enrique Cavendish**, al hacer reaccionar ciertos metales con ácido obtuvo un gas llamado hidrógeno, al quemar una muestra de dicho gas y estudiar esta reacción comprobó que los vapores producidos y condensados eran de agua.

Este experimento tuvo importancia crucial. En primer lugar, refutó la teoría griega de los elementos al demostrar que el agua no era una sustancia simple, sino el producto de la combinación de dos gases.

Lavoisier, al enterarse del experimento, llamó al gas de Cavendish "hidrógeno" (productor de agua) y dedujo que ardía por su combinación con el oxígeno. Aproximadamente 20 años después (en el año de 1800) los científicos Carlisle y Nicholson demostraron que el agua es la combinación de un volumen de oxígeno y dos volúmenes de hidrógeno.



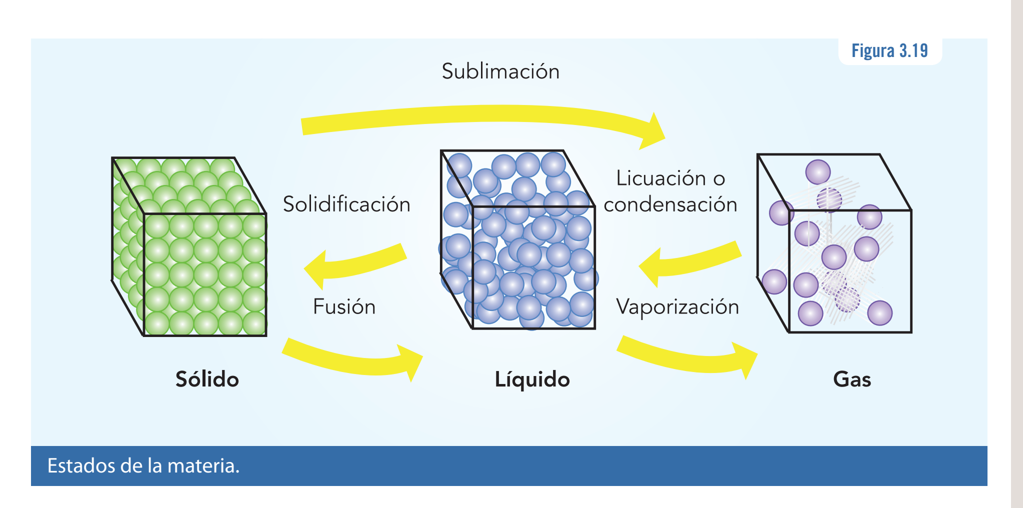
3.3.1 Estructura y propiedades de los líquidos. Modelo cinético molecular de los líquidos

De acuerdo con el modelo cinético molecular, las moléculas están en continuo movimiento y entre ellas existen fuerzas atractivas, llamadas fuerzas de cohesión. En el caso del estado líquido, dichas fuerzas son menos intensas que en el sólido e impiden que las moléculas puedan independizarse.

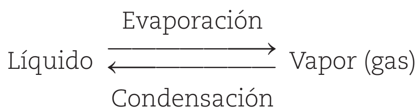
Si sube la temperatura de un sistema sólido, sus moléculas se moverán más rápido y aumentará la distancia media entre ellas, con lo que disminuirá la fuerza de cohesión hasta que el sólido se convierte en líquido.

Cuando se estudiaron los gases se hizo posible explicar muchas de sus propiedades, con la suposición de que las partículas de gas tienen movimiento y no ejercen atracción entre ellas. Las partículas que constituyen los líquidos también se encuentran en movimiento y se pueden deslizar una sobre otra. Por ello decimos que los líquidos y los gases son fluidos. Sin embargo, las partículas de líquidos, a diferencia de las de los gases, se mantienen juntas por efecto de débiles fuerzas de atracción intermoleculares (conocidas como fuerzas de Van der Waals).

Las velocidades y las energías cinéticas de las moléculas tienen un intervalo de energía cinética baja a alta, siendo su distribución similar a la de los gases. Algunas moléculas tienen suficiente energía cinética para liberarse de las fuerzas de atracción intermoleculares y pasan entonces a la fase gaseosa como vapor. La capacidad de una molécula para liberarse del líquido depende tanto de la fuerza intermolecular como de su energía cinética, y esta última depende de la temperatura. El punto de ebullición y el calor de vaporización son una medida indirecta de las fuerzas intermoleculares. Un líquido que se deja en un recipiente abierto finalmente se evaporará, ya que sus moléculas escapan del líquido y se difunden a través de la atmósfera. Si el recipiente se encuentra cerrado, las moléculas que escapan no pueden difundirse hacia la atmósfera y al final chocan con la superficie del líquido (como las paredes), ejerciendo una presión parcial (el aire ejerce la otra parte de la presión) y vuelven a entrar y a formar parte de la fase líquida.



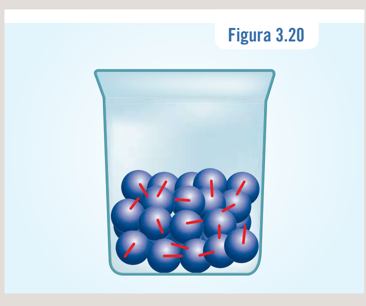
Estados de la materia.



Después de cierto tiempo, la velocidad a la que las moléculas salen del líquido igualará a la velocidad con que las moléculas vuelven a entrar al líquido.

La velocidad de evaporación = La velocidad de condensación

Cuando se alcanza este punto, la concentración de las moléculas en la fase de vapor será constante y se dice que el sistema se encuentra en equilibrio dinámico.



▲ Las partículas de los líquidos vibran y forman conglomerados que se desplazan unos respecto a otros.

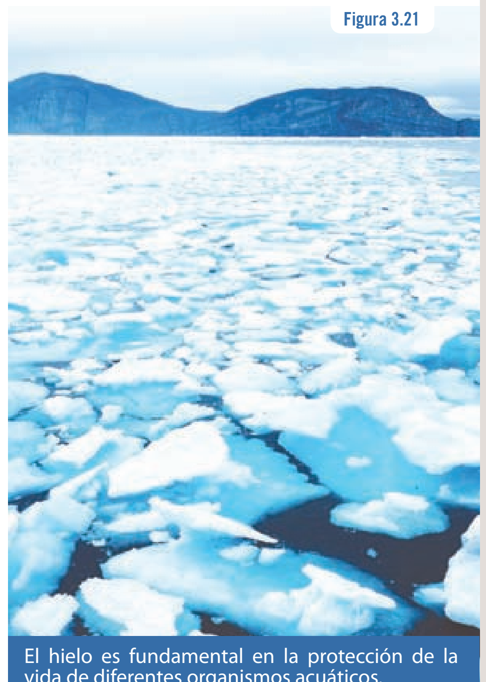
3.3.2 Propiedades del agua

El agua es la única sustancia que se presenta en la naturaleza en tres estados físicos. Como líquido se encuentra en mares, ríos, océanos, lagunas y en la lluvia; en forma sólida, en el hielo, el granizo y la nieve, y como gas, en el vapor de agua. Por tanto, el agua se evapora, se condensa, se solidifica y se funde.

El agua pura es líquida, incolora, inodora e insípida; hierve a 100 °C a nivel del mar (a una presión de 760 mmHg) y se congela a 0 °C. En la Ciudad de México el agua hierve a 93 °C, es decir, siete grados menos que a nivel del mar; esto se debe a que se encuentra a una altura de 2 240 m sobre el nivel del mar (con una presión de 585 mmHg).

Después del aire, el agua es la sustancia más abundante sobre la Tierra. Es el único compuesto líquido con masa molecular baja (18 uma).

Un gramo de hielo ocupa mayor volumen que un gramo de agua, de manera que cuando se forman cristales de hielo en células vivas, su expansión las rompe y las destruye. Cuanto menor es la temperatura, los cristales de hielo son más grandes y peor es el daño celular. La industria de la congelación de alimentos tiene en cuenta esta propiedad del agua. El alimento se congela en forma “ultrarrápida”; es decir, con tanta rapidez que los cristales de hielo formados son muy pequeños y el daño que causan a la estructura celular de los alimentos es mínimo.



El hielo es fundamental en la protección de la vida de diferentes organismos acuáticos.

Puntos de fusión y ebullición

El agua se congela a 0 °C y hierve a 100 °C (al nivel del mar). Los puntos de congelamiento y ebullición son la base para medir la temperatura: 0 °C en la escala Celsius está el punto de congelamiento del agua y 100 °C es su punto de ebullición.

Densidad

El agua en su forma sólida, el hielo, es menos densa que en su forma líquida; por eso el hielo flota. Además, el agua tiene mayor densidad que muchos líquidos comunes, incluyendo los derivados del petróleo; algunos de ellos, al ser insolubles en agua, flotan sobre la superficie de ella. Esto ha causado enormes daños al ambiente en los últimos años. Por ejemplo, los gigantescos derrames de petróleo que ocurren cuando se fractura un buque-tanque o cuando un pozo petrolero queda fuera de control, producen una capa oleosa sobre la superficie del agua. El aceite cubre las plumas de las aves acuáticas y la piel de los animales marinos y en ocasiones se deposita en las playas, donde produce daños ecológicos considerables. Si el petróleo fuese más denso, se hundiría, y el problema sería de naturaleza diferente, mas no por fuerza menos perjudicial.

La mayor densidad del agua se alcanza a 4 °C y es de 1 g/mL; en otras palabras, un mililitro de agua equivale a un gramo de agua, por lo que un litro de agua equivaldrá a un kilogramo de la misma. Su calor específico es de 1 caloría por grado por gramo; es decir, un gramo de agua elevará su temperatura un grado centígrado cuando se le suministre una cantidad de energía en forma de calor equivalente a una caloría. Como se puede observar, no todas las propiedades físicas del agua tienen por valor numérico el 1.

Figura 3.22



El derrame de petróleo en el mar perjudica enormemente a la fauna acuática.

Capacidad calorífica

El agua tiene un alto índice específico de calor. Esto significa que puede absorber mucho calor antes de empezar a calentarse. Por esta razón es muy valiosa como enfriador para las industrias.

Lecturas de reflexión

¿Por qué estallan las tuberías de agua si se congelan?

El agua actúa de manera extraña a distintas temperaturas. Químicamente, el agua es única y de muchas maneras desafía las normas. Casi todas las demás sustancias se contraen al congelarse: en estado gaseoso son más ligeras que en estado líquido y pesan menos que en estado sólido. El agua se comporta así cuando cambia de gas a líquido, reduciendo su volumen, es decir, pesa más hasta que se aproxima a su punto de congelación. De pronto, al llegar a 4 °C, se rebela.

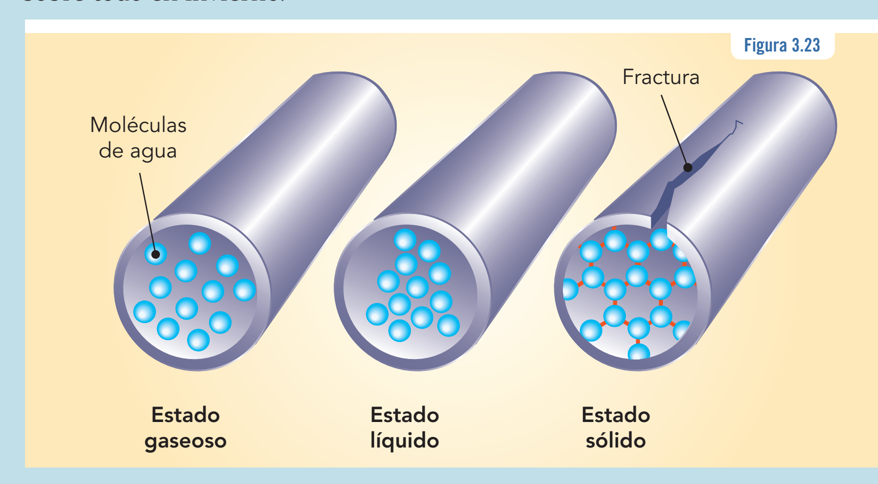
Cuando el agua se congela, sus moléculas se agrupan y forman un tetraedro, es decir, una figura con cuatro caras triangulares. Cada una de sus moléculas se une a otras cuatro que a su vez se unen con otras. El resultado es un cristal sólido, pero ligero, en el que las moléculas de agua están más espaciadas que cuando se mueven libremente en estado líquido; por esa razón, el agua se

(Continúa)

Lecturas de reflexión

(*Continuación*)

expande cuando se congela, de hecho, su volumen crece casi 9% y genera una fuerza considerable, la suficiente para romper las tuberías, como bien saben algunos infortunados habitantes de casas, sobre todo en invierno.



◄ En la figura 3.23 se puede apreciar como actúan las moléculas y lo que provocan cuando el agua se congela.

Calores latentes de fusión y de evaporación

El alto índice específico de calor del agua también ayuda a regular el cambio de la temperatura del aire, lo que permite que esto se lleve a cabo de forma gradual (y no de manera repentina) a lo largo de las estaciones del año, especialmente en las zonas que se encuentran cerca de los océanos.

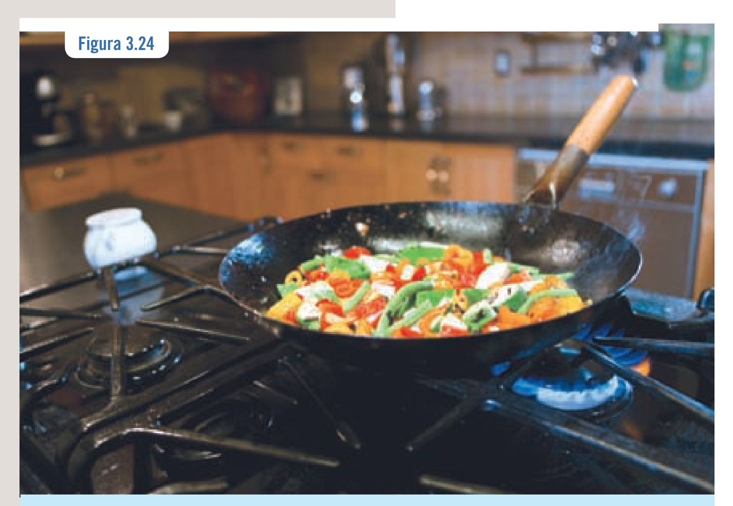
Otra propiedad poco común es su elevada capacidad calorífica. Se necesita una caloría para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1 °C, lo que equivale a 10 veces la energía requerida para elevar 1 °C la temperatura de la misma cantidad de hierro (Fe). Esta energía se llama **calor específico**.

Tabla 3.4 Calor específico de algunas sustancias comunes.

Sustancia	Calor específico (Cal/g °C)
Agua (líquida)	1.0
Agua (sólida)	0.5
Alcohol etílico	0.54
Aluminio	0.21
Cobre	0.09
Hierro	0.11
Madera	0.42
Oro	0.03
Plata	0.06
Vidrio	0.12

La razón por la que los utensilios de cocina se fabrican de hierro, cobre, aluminio o vidrio, es que estos materiales tienen calores específicos bajos; en consecuencia, se calientan rápido. Los mangos de las sartenes se hacen de madera o de plástico porque estos materiales tienen calores específicos elevados, de manera que cuando se exponen al calor, su temperatura se eleva más lentamente.

Figura 3.24



El mango de esta sartén debe ser recubierto con plástico o madera para evitar quemaduras.

La elevada capacidad calorífica del agua significa no sólo que se requiere mucha energía para elevar su temperatura, sino también que el agua cede mucho calor cuando experimenta una disminución de temperatura, aunque sea pequeña. Las enormes cantidades de agua en la superficie de la Tierra actúan como un termostato gigante para moderar las variaciones diurnas de temperatura. A fin de apreciar la importancia de esta propiedad del agua basta considerar los cambios de temperatura extremos en la superficie de la Luna, carente de agua. La temperatura de la Luna varía de poco más de los 100 °C hasta casi −175 °C, una diferencia de 275 °C. En la Tierra la variación oscila de −50 °C hasta 50 °C, una diferencia de sólo 100 °C.

Tensión superficial

El agua tiene una tensión superficial muy alta. Esto significa que es pegajosa y elástica, y tiende a unirse en gotas en lugar de separarse en una capa delgada y fina. La tensión de la superficie es la responsable de la acción de la capilaridad, que hace que el agua pueda disolver sustancias, moverse por las raíces de plantas y llevar los nutrientes que necesita nuestro cuerpo a través de los pequeños vasos sanguíneos.

Poder disolvente

El agua es el mayor disolvente que hay en la naturaleza. Todas las disoluciones que incluyen al agua como disolvente se denominan acuosas. Puede considerarse que una sustancia se disuelve en agua por la interacción entre las partículas del soluto (que es la sustancia que se disuelve) y las moléculas polares del agua.

Cuando se agrega un soluto al agua, las moléculas de ésta penetran entre las partículas del soluto, las separan y las rodean, conforme entran en la disolución. La sustancia se disuelve si la fuerza de interacción entre las moléculas de agua y las partículas del soluto es bastante grande para contrarrestar las fuerzas que mantienen unidas a las partículas del soluto. Una vez disueltas, las partículas del soluto se entremezclan perfectamente con las moléculas del agua.

Figura 3.25

Agua

Molécula de azúcar (sacarosa) en solución

Azúcar (sacarosa) ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

Disolución acuosa de azúcar

Las moléculas de agua rodean a las de sacarosa formando una disolución.

Muchos compuestos iónicos y moleculares se pueden disolver en agua; pero también existen muchos otros que no se disuelven. No obstante, al transcurrir el tiempo el agua es capaz de disolver casi cualquier sustancia; por ejemplo: las rocas, los minerales y los metales que se disuelven en diferentes cantidades de agua. Como ésta tiene un alto poder de disolución, rara vez se encuentra pura en la naturaleza. Las aguas naturales son disoluciones complejas que contienen gran variedad de materiales disueltos.

Actividad experimental

Determinación del punto de ebullición del agua

Con la dirección de su profesor, reúnanse en equipos de 4 o 5 alumnos y resuelvan la siguiente actividad. Contesten las preguntas y elaboren un informe escrito en el que analicen los resultados y presenten las conclusiones.

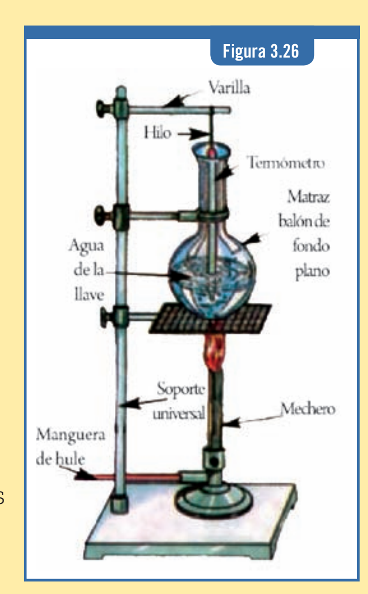
Objetivo

Determinar a qué temperatura hierve el agua.

Materiales

- Soporte universal
- Termómetro de 0 a 120 °C
- Anillo de hierro
- Mechero de Bunsen o lámpara de alcohol
- 2 pinzas de nuez
- Agua de la llave
- Malla o tela de alambre con asbesto
- Sal de cocina o de mesa (de polvo o grano)
- Matraz de fondo plano Erlenmeyer, o un vaso de precipitados
- 1 varilla

Figura 3.26



Material alternativo

- 1 recipiente de vidrio que soporte el calentamiento del agua

Procedimiento

¡PRECAUCIÓN! Manejen con cuidado el mechero o la lámpara de alcohol, los materiales de vidrio y el termómetro. No toquen el anillo de hierro una vez calentado. Tengan cuidado con el agua caliente.

Monten el aparato como se muestra en la figura; asegúrense de que todos los materiales estén sujetos correctamente.

1. Dentro del matraz viertan aproximadamente 250 mL de agua de la llave.
2. Cuelguen el termómetro con un hilo amarrado a una varilla. Si es posible, acoplen un tapón de hule al termómetro que va en el matraz.
3. Calienten el agua hasta que empiece a hervir. Observen cuidadosamente el valor que marca el termómetro.

   ¿Qué valor obtuvieron en la temperatura de ebullición del agua? ________________ °C

   ¿Por qué la temperatura no aumenta después de alcanzar el punto de ebullición? ____________

   ____

   Si viven en lugares cercanos al mar, ¿qué valor del punto de ebullición del agua se obtiene?

   ____

   Si viven en lugares muy altos con respecto al nivel del mar, ¿el punto de ebullición del agua aumenta o disminuye? ____

   ¿A qué se debe esta variación? ____

   ____

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

Repitan el experimento anterior, pero agreguen al agua 1 o 2 cucharadas de sal común.

¿A qué temperatura hirvió el agua? ______________ °C.

¿Cómo resultó esta temperatura con respecto al agua simple? ______________________________

____

¿Por qué? ____

¿Qué función realiza la sal común en el agua? ______________________________

____

Conclusiones: ____

____

____

____

____

Figura 3.27



En una disolución acuosa los iones se mueven hacia el ánodo y los cationes hacia el cátodo.

3.3.3 Composición del agua: electrólisis y síntesis

Es posible analizar el agua, esto es, descomponerla en sus constituyentes por electrólisis o a la inversa, ser sintetizada a partir de sus componentes. En cualquier disolución acuosa (de ácidos, bases o sales), ésta se convierte en un conductor y se conoce con el nombre de electrolito. Al disolverse en agua, se forman iones. La conducción electrolítica es posible debido a que los iones se mueven libremente en una disolución acuosa. Si se conecta el conductímetro a una corriente directa, uno de los electrodos será negativo (llamado cátodo) y el otro positivo (llamado ánodo). En la disolución iónica, los iones positivos en la disolución serán atraídos hacia el cátodo. Por esta razón, los iones positivos se llaman cationes. Los iones negativos serán atraídos hacia el ánodo. De la misma forma, a éstos se les llama aniones. El movimiento de los iones en una disolución genera una corriente, al igual que el movimiento de electrones en un metal.

Figura 3.28

Reducción
Oxidación
Gas hidrógeno
Gas oxígeno
Cátodo de platino
Cátodo de platino
Fuente de CD
–
+
–
–

Electrólisis del agua. Se desprenden dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno. El hidrógeno se captura en el cátodo (electrodo negativo) y el oxígeno se recolecta en el ánodo (electrodo positivo).

Reacción en el cátodo:

Reducción: $4H_2O_{(l)} + 4\bar{e} \longrightarrow 2H_{2(g)} + 4OH^-_{(ac)}$

Reacción en el ánodo:

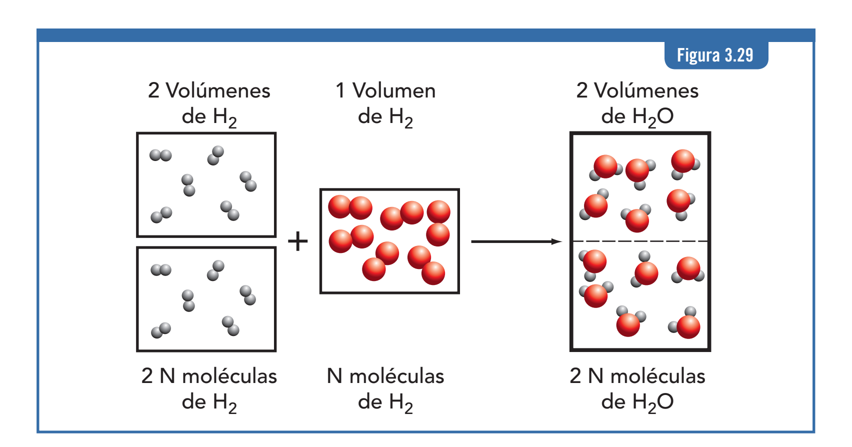
Oxidación: $2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} + 4H^+_{(ac)} + 4\bar{e}$

Reacción total: $2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

Se observa en la reacción total, que por cada 2 volúmenes de agua se producen 2 volúmenes de hidrógeno y 1 volumen de oxígeno.

Síntesis del agua

Experimentalmente se comprueba que dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con un volumen de oxígeno para dar dos volúmenes de agua. De acuerdo con la ley de Avogadro, la reacción de síntesis del agua necesitaría que dos átomos de hidrógeno reaccionaran con un átomo de oxígeno para obtener dos moléculas de agua. La molécula de oxígeno tiene que estar formada



al menos por dos átomos, para que uno de ellos entre a formar parte de cada molécula de agua. Si suponemos que en un volumen de gas hay seis moléculas, tenemos como reactivos 12 átomos de hidrógeno y 12 átomos de oxígeno (aunque en la ilustración dice hidrógeno). Si obtenemos dos volúmenes de agua (12 moléculas), cada molécula de agua debe tener de fórmula H_2O y no HO como creía Dalton.

Lecturas de reflexión

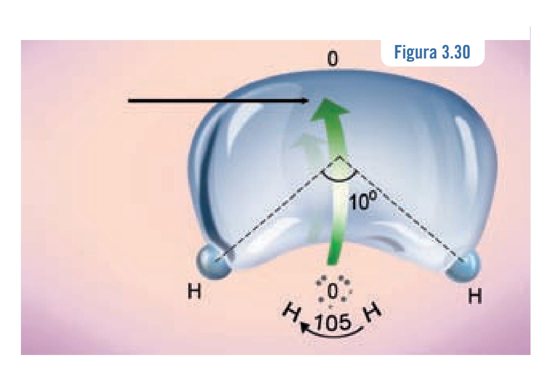
¿Por qué el agua puede ser desviada por una barra de ebonita cuando ésta se frota contra la piel de un gato?

Los extremos de hidrógeno de las moléculas de agua, con sus cargas positivas parciales, son atraídas a las regiones de oxígeno de las moléculas circundantes, una región de carga parcial negativa. Es un fenómeno similar al que se presenta cuando acercamos dos imanes del mismo polo: se repelen, y si son de polos opuestos se atraen. Cuando se unen entre sí dos átomos de hidrógeno por medio de uno de oxígeno, se llama **enlace por puente de hidrógeno**. Este enlace también es común en la unión de otras clases de moléculas en las que el hidrógeno se enlaza a elementos como el oxígeno, el nitrógeno y el flúor.

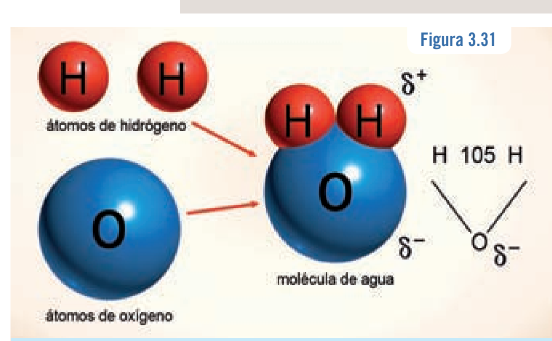
3.3.4 Estructura molecular del agua: Enlaces covalentes. Moléculas polares y no polares. Puente de hidrógeno

Como ya se ha mencionado, el agua está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno, formando un ángulo de 105° entre ellos:

Se dice que el agua tiene una forma angular, ya que al estar unidos con el oxígeno sus dos átomos de hidrógeno, forman un ángulo de 105° entre sí. Los enlaces covalentes implican compartir electrones entre el hidrógeno y el oxígeno. El oxígeno atrae los electrones con mayor fuerza que el hidrógeno; por lo que se forma una molécula polar, en donde el oxígeno tiene una carga parcial negativa y el hidrógeno, una carga parcial positiva.

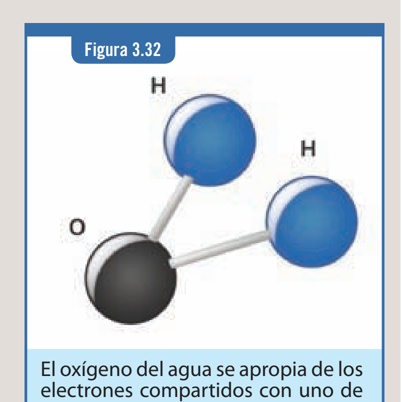


◄ Enlace covalente polar en la molécula de agua. El ángulo de 105° corresponde al formado por los átomos de hidrógeno y oxígeno.



Representación de la molécula de agua.

Figura 3.32



El oxígeno del agua se apropia de los electrones compartidos con uno de los hidrógenos, para formar una molécula polar (H^+OH^-).

El oxígeno del agua se apropia de los electrones compartidos con uno de los hidrógenos, para formar una molécula polar ($H^+ \cdot OH^-$).

Esto quiere decir que las moléculas polares tienen un extremo positivo y otro negativo, al igual que un imán. Mediante la polaridad de las moléculas de agua se pueden explicar algunas de las propiedades singulares de este líquido.

Puentes de hidrógeno

Es un enlace intermolecular más fuerte que los otros de este tipo (ion-dipolo, dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión de London), pero más débil en comparación con la mayoría de los enlaces covalentes o iónicos. La energía necesaria para romper un puente de hidrógeno es alrededor de 5 kcal/mol; en cambio, se necesitan de 80 a 100 kcal/mol para destruir un enlace covalente. En este enlace un átomo de hidrógeno está enlazado a un átomo pequeño y muy electronegativo (flúor, oxígeno y nitrógeno); este átomo electronegativo atrae al de hidrógeno parcialmente positivo de otra molécula formando un puente que une a las moléculas.

Sin los enlaces de hidrógeno no podría existir la vida, ya que a este enlace se debe la propiedad excepcional del agua de tener menor densidad en estado sólido que en estado líquido.

Como el hielo es menos denso que el agua, flota. En el mundo biológico el puente de hidrógeno se presenta en las proteínas, cuya estructura en forma de espiral está unida por enlaces de hidrógeno. Este enlace es la fuerza que mantiene unidas a las dos tiras que constituyen la espiral doble del ADN. El ADN se encuentra en el núcleo de la célula y es el principal depósito de la información genética, lo cual se debe a la atracción electrostática entre el protón combinado y otro átomo de gran electronegatividad y volumen pequeño. El protón de una molécula atrae hacia él un par de electrones solitarios de un átomo como el carbono (C), nitrógeno (N) u oxígeno (O); de una molécula próxima, o a veces de la misma molécula. Este "puente de hidrógeno" no es un verdadero enlace y origina un comportamiento especial de las sustancias que lo presentan. Ejemplos: H_2O, HF, CH_3OH, ADN.

Las sustancias con este tipo de enlace tienen puntos de fusión y ebullición elevados, y son líquidos de alto poder de disociación de los cristales iónicos. Un ejemplo interesante es el agua, compuesto líquido a temperatura ambiente, cuando por su fórmula debería ser un gas, según las fórmulas de los hidruros de azufre, selenio y telurio. Al solidificarse el agua y formar hielo presenta una estructura tetraédrica en la que cada átomo de oxígeno está rodeado por otros cuatro y entre dos oxígenos está el hidrógeno. Cada molécula es individual y, como resultado de la estructura abierta, el volumen aumenta cuando el agua se congela.

El hielo es menos denso que el agua, porque presenta una estructura abierta con cadenas hexagonales que se asemeja a un panal de abejas. Cuando se funde se rompen algunos enlaces de hidrógeno, los puentes y la estructura abierta sufren un colapso parcial que ocasiona que las moléculas caigan en los espacios vacíos. El empaquetamiento de las moléculas en el agua líquida es más apretado, ocupa menos volumen que el hielo y causa que aumente la densidad. La densidad del agua llega a su nivel máximo a 3.98 °C. Por encima de esta temperatura, la expansión debida al movimiento de las moléculas es mayor que la concentración causada por el rompimiento de los puentes de hidrógeno y las moléculas ocupan más espacio. A partir de ese punto el agua se comporta normalmente y su densidad disminuye conforme la temperatura aumenta.

Al subir la temperatura, el movimiento de las moléculas aumenta, y el espacio entre ellas crece, provocando la expansión del líquido. Finalmente, los puentes de hidrógeno se rompen al llegar al punto de ebullición. El vapor de agua a más de 100 °C consiste en moléculas de agua individuales.

Evaluación formativa

¿Qué es un puente de hidrógeno?

____

Escribe tres propiedades de las sustancias con enlace covalente puro o no polar:

____

____

Escribe dos ejemplos de sustancias que presenten puentes de hidrógeno:

____

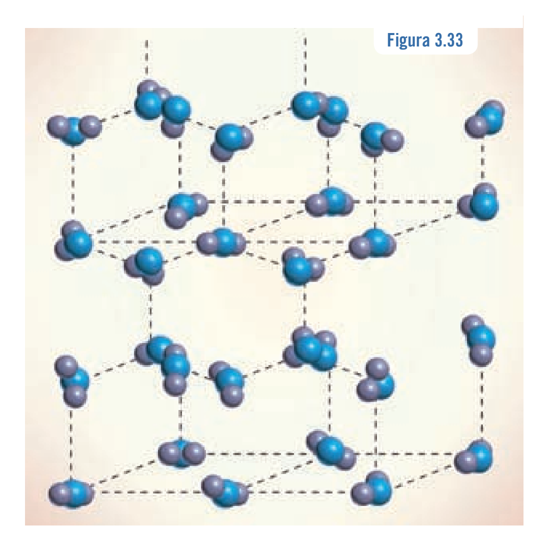


Figura 3.33

◄ Red molecular del H_2O (hielo). Observa los enlaces entre los átomos de H y los de O de moléculas contiguas. El hielo y la nieve, a pesar de su apariencia distinta poseen la misma estructura cristalina.



Figura 3.34

Los copos de nieve son cristales pequeñísimos que se forman sobre la superficie de cualquier polvo (o hielo) en la atmósfera superior, cuando el vapor de agua pasa directamente a sólido. ►

La naturaleza polar de las moléculas de agua permite explicar algunas otras de sus propiedades, como su capacidad para disolver muchas sustancias, su tensión superficial y la acción capilar.

Características de las moléculas de importancia biológica que presentan un puente de hidrógeno

En la actualidad es fundamental el estudio de las sustancias químicas llamadas macromoléculas, por su gran tamaño y peso. Se conocen dos tipos: las naturales y las sintéticas. Dentro de las naturales se encuentran los carbohidratos, los lípidos y las proteínas, que forman parte de los seres vivos. La función principal de los carbohidratos es aportar energía al organismo.

Los lípidos representan una fuente de energía, constituida por las grasas y aceites de origen vegetal y animal.

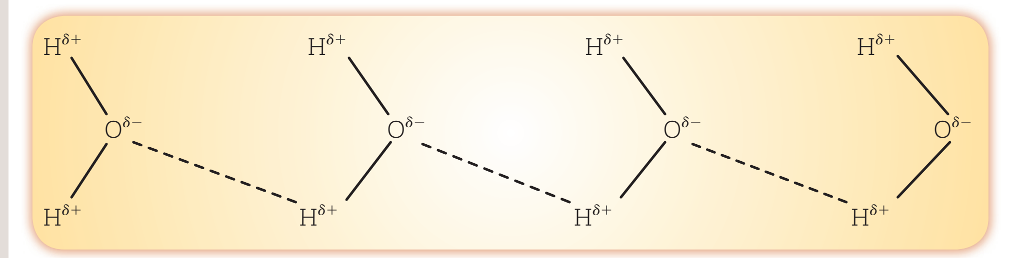
Cuando los átomos son de distintos elementos, los electrones se acomodan más cerca del átomo que tiene más afinidad hacia ellos; a la tendencia de los átomos de atraer los electrones en un enlace se le conoce como electronegatividad. Los elementos de mayor electronegatividad atraen con más fuerza los electrones de los elementos menos electronegativos.



Figura 3.35

Los carbohidratos aportan energía al organismo.

Hay uniones especiales que no pueden considerarse como un enlace propiamente dicho, su importancia radica en que intervienen en la estructura de moléculas tan importantes como lo son los ácidos nucleicos, las proteínas, las grasas, el agua, etcétera; estas uniones se conocen como **puentes de hidrógeno**, se establecen entre un átomo de hidrógeno unido en enlace covalente a un átomo muy electronegativo (digamos, flúor, nitrógeno, oxígeno) y otro átomo menos electronegativo. Por ejemplo, el agua está formada por un átomo de oxígeno (muy electronegativo) y dos de hidrógeno (muy poco electronegativos). Esto propicia que el oxígeno atraiga los electrones del enlace hacia él, con lo que el hidrógeno pierde parcialmente sus electrones adquiriendo una carga parcial positiva y el oxígeno una carga parcial negativa que se representan (δ^+) y (δ^-), respectivamente; esto quiere decir que no son cargas por completo positivas o negativas.



Gracias a los puentes de hidrógeno el agua se comporta como un líquido a temperatura ambiente; si tales puentes no existieran, las moléculas de agua se atraerían con menor fuerza y sería muy fácil separarlas.

En los compuestos orgánicos de importancia biológica y su estructura química basada en el puente de hidrógeno se tienen **proteínas**, **ácidos nucleicos**, **polisacáridos** y **lípidos**.

Las proteínas son polímeros de moléculas más pequeñas llamadas aminoácidos. Hay 20 aminoácidos distintos. La estructura típica de un aminoácido es un carbono alfa unido a un hidrógeno, un grupo amino, un grupo carboxilo y una cadena lateral R que es distinta en cada uno de los 20 aminoácidos que existen. Los aminoácidos se unen entre sí por una reacción de deshidratación entre el grupo amino de un aminoácido y el carboxilo del otro en lo que se llama un **enlace peptídico**, para formar las largas cadenas polipeptídicas que forman las proteínas.

Los ácidos nucleicos son el ADN y el ARN. También son polímeros de moléculas más pequeñas llamadas nucleótidos. La estructura química de un nucleótido consiste en un grupo fosfato unido a un azúcar de 5 carbonos (pentosa) que puede ser una ribosa o una desoxirribosa, y ésta a su vez está unida a una base nitrogenada que puede ser una purina (2 anillos) o una pirimidina (1 anillo). Los nucleótidos se unen entre sí por uniones fosfodiéster para formar los ácidos nucleicos.

Los hidratos de carbono o polisacáridos son polímeros de moléculas más pequeñas llamados monosacáridos. Los monosacáridos son aldehídos y cetonas con más de una función alcohol en carbonos diferentes. Responde a la fórmula molecular $Cn(H_2O)_n$, donde n es un número entero, por lo general 5 y 6. Los monosacáridos de 5 y 6 carbonos se llaman pentosas y hexosas. La glucosa, la manosa y la galactosa son aldohexosas. La fructosa es una cetohexosa. Los monosacáridos se asocian entre sí por reacción de deshidratación para formar uniones glucosídicas.

Existe gran variedad de lípidos. Los ácidos grasos consisten en un grupo carboxilo y una larga cadena hidrocarbonada. Los ácidos grasos por esterificación con el gricerol forman los triglicéridos.

Un grupo muy diverso de proteínas contiene estructuras hélice-α: las queratinas, que son un grupo de proteínas fibrosas, poseen estructuras que están básicamente compuestas por esta otra estructura secundaria. Dichas proteínas son los componentes mayoritarios del cabello y la piel. La rigidez de estos tejidos depende de la

presencia de puentes disulfuro en las proteínas. A diferencia de las queratinas, la hemoglobina posee sólo 80% de hélice-α y es una proteína globular y flexible.

Una hélice-α se encuentra estabilizada por puentes de hidrógeno entre los oxígenos de los grupos carbonilo del enlace peptídico y los hidrógenos de las amidas que son parte del esqueleto del polipéptido.

Los puentes de hidrógeno se forman desde el grupo carbonilo de un enlace peptídico hasta el hidrógeno de la amida del cuarto enlace peptídico siguiente (o anterior en la parte media de la hélice), esto da a la estructura su carácter helicoidal. De tal forma que todos los residuos que participan en la hélice están unidos por puentes de hidrógeno.

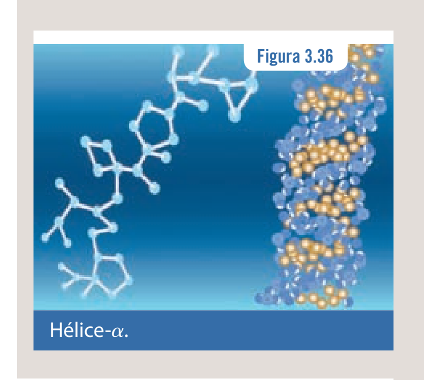


Figura 3.36

Hélice-α.

La hoja beta es otra forma de estructura secundaria en la que todos los componentes del enlace peptídico están involucrados en la formación de puentes de hidrógeno:

Las superficies de las hojas beta aparecen plegadas y, por tanto, a menudo se les denomina como "hojas beta plegadas". Cuando se realizan ilustraciones de esta estructura secundaria en la proteína, se representa con flechas anchas.

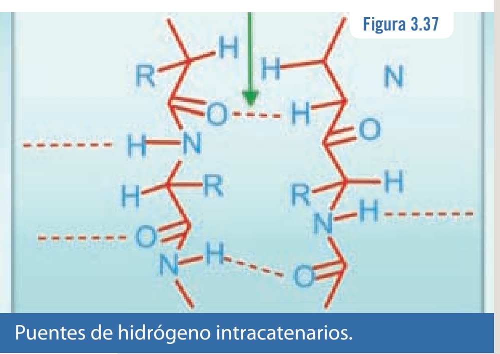


Figura 3.37

Puentes de hidrógeno intracatenarios.



Figura 3.38

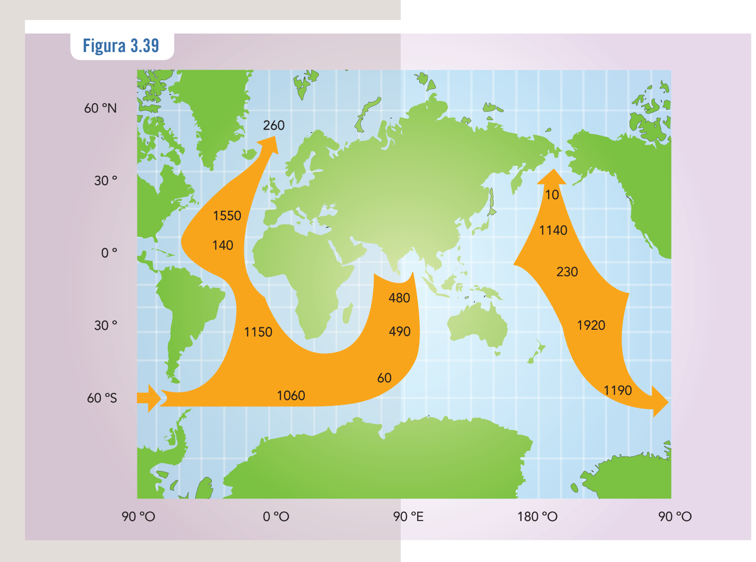
Representación del arreglo plano en las proteínas.

Cuadro 3.12 Funciones de las proteínas.

Proteínas estructurales	Funciones
(Insolubles en agua)	**Localizadas en:**
Colágenos	Tejido conjuntivo
Elastinas	Tendones y las arterias
Miocinas	Tejidos musculares
Queratinas	Pelo y uñas
Proteínas globulares	
(Se pueden dispersar en soluciones acuosas)	**Localizadas en:**
Albúminas	Sangre
Globulinas	Toman parte en el transporte del oxígeno a todo el cuerpo (hemoglobina) y en la defensa del organismo contra las enfermedades (gammaglobulina)

3.3.5 Influencia del agua en la regulación del clima

La Tierra está conformada en su mayor parte por el agua de los océanos (más de dos terceras partes de su superficie). Como la mayoría de nosotros vivimos en la tierra, nos es difícil comprender que el agua de los océanos desempeñe un papel dominante en la regulación del clima. Sin embargo los océanos son la mayor fuente de agua en el ciclo hidrológico y la fuente principal de calor para la atmósfera. La evaporación



▲ Trasporte de calor por los océanos. Estos valores estimados se encuentran en unidades de terawatts (10^{12} w). Hay que observar que las conexiones entre los océanos muestran que algo del calor transportado por el Atlántico del norte se origina en el Pacífico.

de los océanos proporciona a la atmósfera vapor de agua, que cuando se condensa en la atmósfera le proporciona el calor latente de condensación.

Los océanos tienen un papel vital en el clima, por la capacidad calorífica de las grandes cantidades de agua que almacenan, que les permite absorber enormes cantidades de energía. El contenido calorífico de toda la atmósfera es igual al contenido calorífico que tienen sólo 3 m de agua debajo de la superficie de los océanos. Una consecuencia de esta propiedad es el efecto atenuante que tienen los océanos en el clima de las tierras costeras (cálidas o frías), donde la convección del aire que se encuentra en contacto con la superficie del océano origina corrientes de aire (brisa marina) hacia tierra, con temperaturas más agradables que las que se tienen en tierra, además de brisa de tierra por las noches. Pero aún más importante, por medio del movimiento de las corrientes del océano, los océanos son transportadores fundamentales de calor. Enormes cantidades de calor se mueven, de manera literal, como agua de las regiones cálidas ecuatoriales a latitudes más altas.

Un ejemplo de estas corrientes es la corriente del Golfo, que mantiene un suministro de agua cálida a la Europa Occidental y que da a esta zona un clima no muy frío (y algunas veces cálido), contrario al que podría esperarse por su latitud.

Los océanos tienen una alta capacidad para absorber CO_2 que es el gas invernadero más peligroso. Los océanos ayudan a moderar la temperatura del aire de la tropósfera, extrayendo cerca de 29% del CO_2 en exceso que enviamos a la atmósfera, al quemar combustibles fósiles o sus derivados. Si los océanos se calientan más, una parte del CO_2 disuelto burbujeará a la tropósfera, aumentando el calentamiento global.

Este calentamiento global podría ser amortiguado si los océanos absorbieran más calor, pero esto depende del tiempo que transcurre para llegar a las capas más profundas. Existe en la actualidad una alta preocupación entre la comunidad científica acerca de que las corrientes del océano y el calor transportado puedan ser alteradas por el calentamiento global, ya que al calentarse el agua superficial a los niveles que se espera, se reduce la densidad y salinidad del agua en el Atlántico del Norte, y por consecuencia "no se hundiría" en las aguas profundas de la corriente y sus beneficios caloríficos no serían transferidos.

Si esta red de corrientes se "desconectara", habría cambios de clima como lo demuestran las evidencias de otros que han ocurrido en el pasado, donde ha habido diferencias de más de 5 °C en la temperatura de la atmósfera en periodos tan breves como 40 años.

3.3.6 Soluciones. Concentración en porciento y molar

Disoluciones acuosas

¿Qué es una disolución acuosa? ¿Todas las sustancias se disuelven en agua? ¿Cómo se clasifican las disoluciones acuosas? ¿Qué es la solubilidad? ¿Por qué cuando pones mucha azúcar al agua, el azúcar ya no se disuelve? ¿Para qué se purifica el agua? ¿Es fácil purificar el agua? ¿Cómo se purifica el agua? ¿Qué es un agua natural? ¿Qué es un agua dulce? ¿Cuáles son las normas químicas para que el agua sea considerada potable? ¿Por qué muchas personas hierven el agua antes de beberla? ¿Qué enfermedades puede provocarte la ingesta de agua contaminada? ¿Cuáles son las principales fuentes de contaminación del agua? ¿Se puede purificar el agua que se arroja al drenaje? ¿Qué es una solución molar? ¿En dónde se utilizan las soluciones molares? ¿En qué unidades se expresan las soluciones molares?

Las disoluciones rodean nuestro mundo cotidiano; las vemos en alimentos, bebidas, líquidos de limpieza, cosméticos, etcétera. Es decir, las bebemos, las respiramos, nadamos en ellas, incluso estamos compuestos por ellas. Al beber una taza de té o un vaso con refresco, ingerimos una disolución. Cuando respiramos, inhalamos una disolución: aire. Cuando vamos al mar a nadar, lo hacemos en una disolución de sal en agua y nuestra sangre es una disolución.

Como las disoluciones siempre están compuestas de al menos dos sustancias, necesitamos ser capaces de identificar el papel que desempeña cada una. El **soluto** *es la sustancia que está siendo disuelta*, mientras que el **disolvente** *es la sustancia que está haciendo la disolución*. Por ejemplo, en una disolución de agua de mar, la sal es el soluto y el agua es el disolvente.

Cuando una disolución está compuesta por dos sustancias en el mismo estado (como sucede en una disolución líquido-líquido), es difícil establecer cuál es el soluto y cuál es el disolvente. Una regla práctica es que la sustancia presente en la mayor cantidad es el disolvente. En una disolución de 10 mL de alcohol etílico y 90 mL de agua, el alcohol etílico es el soluto y el agua es el disolvente.

Evaluación formativa

Determina cuál es el soluto y cuál es el disolvente en cada una de las siguientes disoluciones. Anota en la columna correspondiente.

Disolución	Soluto	Disolvente
Azúcar en agua		
Cloruro de hidrógeno, gas y agua		
75 mL de alcohol etílico y 25 mL de agua		
80 mL de nitrógeno y 20 mL de hidrógeno		
Agua de soda		
Sal y agua		
Trióxido de azufre y agua		
Agua mineral carbonatada		

Todas las disoluciones que incluyen agua como solvente se denominan **acuosas**, en tanto que las disoluciones líquidas que no se disuelven en agua se denominan **no acuosas**.

Las disoluciones acuosas son mezclas homogéneas, puesto que por lo general se puede observar una sola fase formándola. Como ya se mencionó, a la fase dispersora se le denomina disolvente y a la fase dispersa soluto.

Si preparamos una disolución acuosa de dos cucharadas soperas de azúcar o miel, la cuarta parte de una cucharadita de sal, la cuarta parte de una cucharadita de bicarbonato como soluto y las disolvemos en un litro de agua tendremos un suero oral para prevenir y combatir la deshidratación. La deshidratación se origina cuando el cuerpo de una persona pierde más líquido del que ingiere. Esto puede suceder en casos de diarrea severa, en especial cuando hay vómito. También existe deshidratación si hay fiebre o alta temperatura o cuando no se puede beber o comer a causa

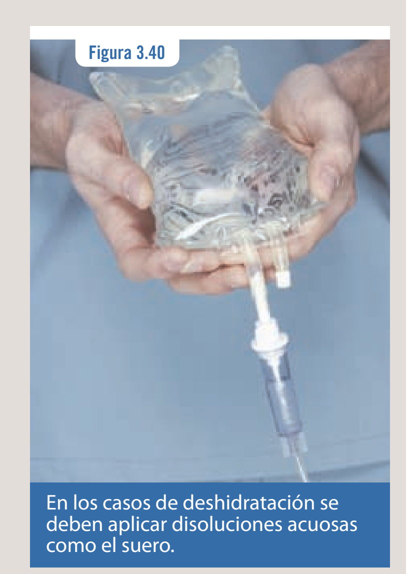


Figura 3.40

En los casos de deshidratación se deben aplicar disoluciones acuosas como el suero.



Figura 3.41

Ejemplos de disoluciones diluidas, concentradas y sobresaturadas.

de alguna enfermedad. Ésta es una de las tantas aplicaciones prácticas que tienen las disoluciones acuosas, por lo que es importante conocer sus características.

Alguna vez te has preguntado, ¿por qué cuando ponemos chocolate en la leche hay que moverlo bien con la cuchara o batirlo en la licuadora? Algunas sustancias se disuelven más fácilmente que otras; esto se debe a que tienen diferente **solubilidad**, que es la propiedad que presentan algunas sustancias de poder disolverse en otras. El grado de solubilidad se mide por la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de disolvente. Cuando existe cierta cantidad de soluto en una determinada cantidad de disolvente, se trata de la **concentración**.

Puede existir una pequeña cantidad de soluto en una determinada cantidad de disolvente y tener una **disolución diluida**, pero si aumenta la cantidad de soluto en esa cantidad de disolvente, tendremos una **disolución concentrada**. Al seguir aumentando el soluto, la disolución se saturará y ya no podrá disolver un poco más de soluto y obtener una **disolución sobresaturada**, que no es estable, y el soluto se puede precipitar en cualquier momento. Por ejemplo, a 20 °C pueden llegar a disolverse, en un litro de agua, 370 g de cloruro de sodio (sal común). Se dice entonces que la solubilidad del cloruro de sodio en agua a esa temperatura es de 370 g/L.

Por tanto, una disolución acuosa se puede describir de acuerdo con los diferentes tipos de solutos presentes. La **concentración** es un término que expresa la cantidad de soluto contenida en una cantidad unitaria de la disolución. Por ejemplo, la concentración de la sal disuelta en el agua de mar se puede expresar diciendo que hay 30 g de cloruro de sodio por litro de agua de mar. La concentración de una disolución es independiente de la cantidad de ésta, es decir, la concentración de un gran volumen de una disolución dada es la misma que la de un volumen pequeño. La concentración de la sal disuelta en una taza de agua de mar es la misma que la de una cubeta.

Las concentraciones de la disolución proporcionan una base de comparación. El agua de mar contiene 30 g de sales disueltas por litro y el agua potable típica contiene menos de 0.4 gramos de sal disuelta por litro. El agua de mar está más concentrada en sales que el agua potable. Las concentraciones se necesitan también para indicar los niveles tolerables de los contaminantes químicos y otras sustancias en el agua.

Evaluación formativa

Selecciona la opción que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda.

( ) Las mezclas homogéneas también reciben el nombre de:

a) disoluciones *b*) suspensiones *c*) heterogéneas *d*) soluto

( ) Solución que contiene una cantidad relativamente menor de soluto en comparación con otra.

a) concentrada *b*) saturada *c*) sobresaturada *d*) diluida

( ) Si existe una cantidad relativamente grande de soluto por unidad de volumen, la solución es:

a) sobresaturada *b*) concentrada *c*) diluida *d*) saturada

( ) Solución donde ya no se disuelve más soluto a una temperatura dada.

a) concentrada *b*) saturada *c*) diluida *d*) sobresaturada

( ) En un solvente en el que puede disolverse mayor cantidad de soluto a una temperatura mayor que la ambiental, la solución es:

a) saturada *b*) concentrada *c*) diluida *d*) sobresaturada

Actividad experimental

Solubilidad de dos sustancias

Bajo la dirección de tu maestro, organícense en equipos de 4 o 5 alumnos y resuelvan esta actividad. Contesten las preguntas y anoten sus conclusiones.

Propósito

Determinar si el cloruro de sodio (NaCl) y el ácido benzoico (C_6H_5COOH) son solubles en agua y en cloroformo ($CHCl_3$). **¡PRECAUCIÓN!** Hay que tener cuidado de no oler directamente el cloroformo.

Material

- Gradilla
- 2 pipetas de 5 mL
- Cloroformo 1 mL
- 1 espátula
- Ácido benzoico
- 4 tubos de ensayo
- 2 vidrios de reloj
- Agua destilada 1 mL
- Sal de mesa
- Cinta para enmascarar

Procedimiento

1. Midan 1 mL de cloroformo ($CHCl_3$) y deposítenlo en un tubo de ensayo previamente etiquetado.
2. En otro tubo de ensayo etiquetado, midan 1 mL de agua destilada y tomen, con ayuda de la espátula del vidrio de reloj, una pequeña cantidad de sal de mesa; viertan un poco en cada tubo y agítenlos.
3. Repitan la operación de medir los líquidos en los otros tubos y luego, con ayuda de la espátula, agreguen una pequeña cantidad de ácido benzoico (C_6H_5COOH).

   ¿En cuál disolvente se mezcló la sal de mesa o cloruro de sodio? ______________________

   ____

   ¿Por qué? ______________________________________

   ____

   ¿En cuál disolvente se disolvió el ácido benzoico? ______________________

   ____

   ¿Por qué? ______________________________________

   ____

Conclusiones: ______________________________________

____

____

____

____

____

Lecturas de reflexión

¿Qué ocurre en nuestro organismo cuando ingerimos bebidas alcohólicas?

Lo más probable es que hayas visto a la gente tomar bebidas alcohólicas, e incluso tú mismo las hayas ingerido en alguna ocasión. Debes saber que el alcohol es tóxico.

Pero, ¿qué sucede dentro de nosotros, químicamente, cuando ingerimos una bebida alcohólica? Al ingerirla, de inmediato se pone en marcha la "fábrica química" más eficaz: el hígado. Es en este órgano donde se metaboliza el alcohol. La velocidad con la que el hígado es capaz de metabolizar el alcohol, es la base para que una persona se embriague o no. Si damos al hígado el tiempo suficiente (entre copa y copa) para metabolizar el alcohol, la persona no se embriagará. La velocidad promedio a la que el hígado oxida el alcohol, para una persona adulta de aproximadamente 75 kg de peso, es de una bebida promedio cada 75 minutos. La ebriedad se producirá cuando aumente la cantidad de alcohol en la sangre y llegue al cerebro, que registrará diversos comportamientos anómalos.

Tabla 3.5 Efecto de la concentración alcohólica en el hombre.

Número de bebidas ingeridas rápidamente	Volumen de alcohol en la sangre (porcentaje)	Comportamiento humano
2	0.05	Euforia, tranquilidad
4	0.1	Pérdida del control motriz
8	0.2	Descontrol de las emociones
12	0.3	Inconsciencia
20	0.4 a 0.5	Estado de coma
32	0.6 a 0.7	Muerte

Hay que recordar que las diferentes bebidas tienen distintas cantidades de alcohol.

Concentraciones de disoluciones por porcentaje

Como ya se mencionó antes, las disoluciones son mezclas; sus componentes pueden presentarse en diferentes proporciones. Por ejemplo, es posible hacer muchas disoluciones diferentes de sal y agua, cada una con una diferente concentración o proporción de soluto y disolvente. Las concentraciones o cantidades relativas de las disoluciones pueden variar mucho, así que debemos tener una forma para describirlas.

Un método para definir las concentraciones de las disoluciones se basa en el porcentaje de soluto en la disolución. Este método tal vez cause confusión, ya que puede haber dos tipos de concentraciones de porcentaje:

a) por masa

b) por volumen

Disoluciones de porcentaje por masa

Para encontrar el porcentaje por masa, dividimos la masa del soluto de la disolución y multiplicamos el resultado por 100 (la masa de disolución es igual a la masa del soluto más la masa del disolvente):

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{Masa del soluto}}{\text{Masa de la disolución}} \times 100 \text{ del soluto}$$

También se puede escribir así:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{Masa del soluto}}{\text{Masa del disolvente} + \text{masa del soluto}} \times 100 \text{ del soluto}$$

Ejemplo

Una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) a 20% indica que en cada 100 g de disolución hay 20 g de NaOH y 80 g de H_2O.

Ejemplo

¿Cuál será el porcentaje en masa de una disolución que se ha preparado disolviendo 30 g de cloruro de potasio (KCl) en 120 g de agua?

Datos	Solución
% en masa = ?	$\% \text{ en masa} = \frac{\text{Masa del soluto}}{\text{Masa de la disolución}} \times 100$ del soluto
m = 120 g H_2O (disolvente)	$\% \text{ masa} = \frac{30 \text{ g}}{120 \text{ g} + 30 \text{ g}} \times 100$
m = 30 g KCl (soluto)	$\% \text{ masa} = \frac{30 \text{ g}}{150 \text{ g}} \times 100$
% masa = 20%	

Disoluciones de porcentaje por volumen

La concentración de disoluciones también puede expresarse en términos de "porcentaje por volumen" del soluto dentro de una disolución y se define como:

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{Volumen del soluto}}{\text{Volumen de la disolución}} \times 100$$

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{\text{Volumen del soluto}}{\text{vol. soluto} + \text{vol. disolvente}} \times 100$$

Ejemplo

¿Qué cantidad de agua y alcohol necesitamos para preparar 150 mL de disolución acuosa de alcohol a 8%?

Volumen del soluto = 8% de 150 mL = 0.08 × 150 = 12 mL de alcohol

Volumen del soluto + volumen del disolvente = volumen de la disolución

12 mL de alcohol + volumen del disolvente = 150 mL de la disolución

Por tanto: volumen del disolvente = 150 mL – 12 mL = 138 mL

Entonces, se necesitan 138 mL de agua y 12 mL de alcohol para preparar 150 mL de disolución alcohólica a 8%.

Evaluación formativa

Contesta brevemente cada una de las siguientes preguntas:

¿Cómo se forma una disolución diluida? ______________________________

____

¿Cuáles son los principales constituyentes de la sangre humana? __________

____

¿Qué significa tener una disolución alcohol-agua al 60? _________________

____

Concentración molar o molaridad

Es la unidad de concentración más utilizada por los químicos y se define como el número de moles de soluto disueltos en un litro de disolución. Matemáticamente:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{\text{moles}}{\text{litros}}$$

Antes de estudiar el término de concentración denominado molaridad es necesario saber algo respecto al mol químico.

El mol es la cantidad de una sustancia que contiene tantas partículas químicas como átomos de carbono hay en exactamente 12 gramos de carbono-12. Las partículas químicas se deben especificar, y pueden ser átomos, moléculas, iones o cualquier otro grupo específico de entidades de esta índole.

La molaridad es un término químico que se emplea para proporcionar una definición de las concentraciones de una disolución, en función de la cantidad de partículas de soluto contenidas en un litro de disolución.

La molaridad de una disolución se define como el número de moles de soluto disueltos en un litro de disolución. Matemáticamente:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{Moles de soluto (n)}}{\text{Litros de disolución (V)}}$$

Ejemplo

¿Qué molaridad se obtiene al disolver 80 g de hidróxido de sodio (NaOH) en medio litro de disolución?

Datos	Solución
M= ?	$M = \frac{n}{V}$ como: $n = \frac{m}{MM}$
m = 80 g	$n = \frac{80\text{ g}}{40\text{ g/mol}} = 2\text{ mol}$
V= 0.5 L	$M = \frac{2\text{ mol}}{0.5\text{ L}} = 4\,\frac{\text{mol}}{\text{L}}$
Masa molar = 40 g/mol (NaOH)	
M. M. NaOH = 40 g/mol	
M = 4 M de NaOH	

Para preparar las disoluciones molares, la masa del soluto se debe transformar a moles. La masa molar del hidróxido de sodio, en el ejemplo anterior, se obtiene sumando la masa de un átomo de sodio, un átomo de oxígeno y un átomo de hidrógeno. Y las unidades de la masa expresadas en uma (unidad de masa atómica) se convierten a gramos. Así la masa molar del hidróxido de sodio es igual a 40 gramos.

Elemento	Masa atómica	Núm. de átomos	Masa molar
Na	23 uma	31 =	23 g
O	16 uma	31 =	16 g
H	1 uma	31 =	1 g
Masa molar = 40 g			

Para calcular el número de moles de cierta cantidad de sustancia, se divide la masa en gramos entre su masa molar. Por eso, en el ejemplo anterior:

$$n = \frac{m}{\text{Masa molar}} = \frac{80\text{ g}}{40\text{ g/mol}} = 2\text{ moles}$$

Ejemplo:

Calcula la molaridad de una solución, si se tienen 100 g de cloro (Cl_2) en 500 mL de agua.

Datos	Solución
M= ?	n = m/M.M. = 100 g/ 71 g/mol = 1.408 moles de Cl_2
m = 100 g de cloro (Cl_2)	M = n/V
M.M. Cl_2 = 2(35.5) = 71 g/mol	M = 1.408 moles/0.5 L = 2.816 moles/L o 2.816 M Cl_2
V = 500 mL = 0.5 L	

Cuando se disuelve un mol de soluto en la cantidad necesaria de agua para obtener un litro de disolución, se obtiene una solución 1 M (1 molar). Por ejemplo, si queremos preparar una solución 1 M de sulfato de cobre ($CuSO_4$):

1. Calculamos la masa molar del sulfato de cobre ($CuSO_4$)

Cu: $1 \times 63.5 = 63.5$ g

S: $1 \times 32 = 32$ g

O: $4 \times 16 = 64$ g

M.M. = 159.5 g/mol

2. Se deben tener por lo tanto 159.5 g de $CuSO_4$ y disolverlos en un litro de agua.

3. El número de moles es de 1. $n = \frac{m}{\text{M.M.}} = \frac{159.5\text{ g}}{159.5\text{ g/mol}} = 1\text{ mol}$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{\text{mol}}{1\text{ L}} = 1\text{ Molar}$$

Evaluación formativa

Resuelve los siguientes problemas; selecciona la respuesta correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda.

( ) ¿Cuál es el porcentaje en masa de una disolución que se ha preparado disolviendo 15 g de cloruro de sodio en 150 mL de agua?

a) 11.73% *b)* 9.09% *c)* 6.83% *d)* 30.63%

( ) ¿Qué masa de $CuSO_4$ es necesaria para preparar 3 L de una disolución 0.5M?

a) 310 g *b)* 120 g *c)* 80 g *d)* 240 g

Partes por millón

Esta unidad de composición se simboliza como ppm y en el caso particular del aire, quiere decir número de moléculas en un millón de moléculas de aire.

Se dice, por ejemplo, que la cantidad de dióxido de carbono (CO_2) en la atmósfera parece ir en aumento. Este CO_2 absorbe la energía calorífica que la Tierra emite

debido a la entrada de los rayos solares a su superficie (efecto invernadero); este fenómeno es el responsable del aumento de temperatura de la superficie terrestre. En 1900 la concentración de CO_2 en la atmósfera era de 296 ppm y en 1980 de 320 ppm. Cuando se trata de disoluciones, las partes por millón son miligramos de soluto por litro de disolución.

Ejemplo

Calcular la composición, en ppm de una disolución que contiene 2.5 mg de iones calcio en 0.4 litros.

$$\text{ppm de Ca}^{2+} = \frac{2.5 \text{ mg Ca}^{2+}}{0.4 \text{ L}} = 6.25 \text{ ppm Ca}^{2+}$$

3.3.7 Electrólitos y no electrólitos

Electrolito

Un **electrólito** o **electrolito** es cualquier sustancia que contiene iones libres, que se comportan como un medio conductor eléctrico. Debido a que en general constan de iones en solución, los electrólitos también son conocidos como **soluciones iónicas**, pero también son posibles electrólitos fundidos y electrólitos sólidos.

Principios

Comúnmente, los electrólitos existen como soluciones de ácidos, bases o sales. Más aún, algunos gases pueden comportarse como electrólitos en condiciones de alta temperatura o baja presión. Las soluciones de electrólitos pueden resultar de la disolución de algunos polímeros biológicos (por ejemplo, ADN o polipéptidos) o sintéticos (digamos, poliestirensulfonato, en cuyo caso se denominan polielectrólito) y contienen múltiples centros cargados.

Las soluciones de electrólitos se forman normalmente cuando una sal se coloca en un solvente tal como el agua, y los componentes individuales se disocian debido a las interacciones entre las moléculas del solvente y el soluto, en un proceso denominado solvatación. Por ejemplo, cuando la sal común, NaCl se coloca en agua, sucede la siguiente reacción:

$$\mathbf{NaCl_{(s)} \longrightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}}$$

También es posible que las sustancias reaccionen con el agua cuando se les agrega a ella, produciendo iones. Por ejemplo, el dióxido de carbono reacciona con agua para producir una solución que contiene iones hidronio, bicarbonato y carbonato.

En términos simples, el electrólito es un material que se disuelve en agua para producir una solución que conduce una corriente eléctrica.

Observa que las sales fundidas también pueden ser electrólitos. Por ejemplo, cuando el cloruro de sodio se funde, el líquido conduce la electricidad.

Si en un electrólito en solución una alta proporción del soluto se disocia para formar iones libres, se dice que el electrólito es *fuerte*; si la mayoría del soluto no se disocia, el electrólito es *débil*. Las propiedades de los electrólitos pueden ser explotadas usando la electrólisis para extraer los elementos químicos constituyentes.

Lecturas de reflexión

Importancia fisiológica de los electrólitos

En fisiología, los iones primarios de los electrólitos son sodio (Na^+), potasio (K^+), calcio (Ca^{2+}), magnesio (Mg^{2+}), cloruro (Cl^-), hidrógeno fosfato (HPO_4^{2-}) y bicarbonato (HCO_3^-).

(Continúa)

Lecturas de reflexión

(*Continuación*)

Todas las formas de vida superiores requieren un sutil y complejo balance de electrólitos entre el medio intracelular y el extracelular. En particular, el mantenimiento de un gradiente osmótico preciso de electrólitos es importante. Tales gradientes afectan y regulan la hidratación del cuerpo, así como el pH de la sangre, y son críticos para las funciones de los nervios y los músculos. En las especies vivientes existen varios mecanismos para mantener las concentraciones de los diferentes electrólitos bajo un control riguroso.

Tanto el tejido muscular y las neuronas son considerados tejidos eléctricos del cuerpo. Los músculos y las neuronas son activados por la actividad de electrólitos entre el fluido extracelular o fluido intersticial y el fluido intracelular. Los electrólitos pueden entrar o salir a través de la membrana celular por medio de estructuras proteicas especializadas, incorporadas en la membrana, denominadas canales iónicos. Por ejemplo, las contracciones musculares dependen de la presencia de calcio (Ca^{2+}), sodio (Na^{+}), y potasio (K^{+}). Sin suficientes niveles de estos electrólitos clave, puede suceder debilidad muscular o severas contracciones musculares.

El balance de electrólitos se mantiene por vía oral o, en emergencias, por administración vía intravenosa (IV) de sustancias conteniendo electrólitos, y se regula mediante hormona, generalmente con los riñones eliminando los niveles excesivos. En los seres humanos, la homeostasis de electrólitos está regulada por hormonas como la antidiurética, la aldosterona y la paratohormona. Los desequilibrios electrolíticos serios, como la deshidratación y la sobrehidratación, pueden conducir a complicaciones cardiacas y neurológicas y, a menos que sean resueltas rápidamente, resultarían en una emergencia médica.

Medición

La medición de los electrólitos es un procedimiento diagnóstico realizado de manera común, que se efectúa vía examen de sangre con electrodos selectivos o urinálisis por tecnólogos médicos. La interpretación de estos valores es algo carente de significado sin la historia clínica y con frecuencia es imposible sin una medición paralela de la función renal. Los electrólitos que se miden de manera más común son el sodio y el potasio. Los niveles de cloruro se miden rara vez, excepto para la interpretación de gas sanguíneo arterial dado que están vinculados de modo inherente a los niveles de sodio. Una prueba importante que se lleva a cabo con la orina es el examen de densidad específica para determinar la existencia de desbalance electrolítico.

Figura 3.42



Las bebidas energizantes nos permiten una rehidratación más rápida y efectiva en el cuerpo.

Bebidas deportivas

Los electrólitos suelen encontrarse en bebidas deportivas. En terapia de rehidratación oral, las bebidas con electrólitos contienen sales de sodio y potasio que restablecen el agua del cuerpo y los niveles de electrólitos después de la deshidratación causada por ejercicio, diaforesis, diarrea, vómito, intoxicación o hambre.

No es necesario reemplazar las pérdidas de sodio, potasio y otros electrólitos durante el ejercicio, dado que no suele haber una disminución significativa de las reservas corporales de estos minerales durante el entrenamiento normal. Sin embargo, en condiciones de ejercitación extrema por cinco o más horas (por ejemplo: ironman o ultramaratón), se recomienda el consumo de una bebida deportiva compleja con electrólitos. (Elizabeth Quinn, entrenador y profesional de la salud.)

Los atletas que no consumen electrólitos en estas condiciones corren el riesgo de sobrehidratación (o hiponatremia).

Debido a que las bebidas deportivas típicamente contienen niveles muy altos de azúcar, no se recomiendan para que los niños los usen de manera regular. El agua se considera la única bebida esencial para los niños durante el ejercicio. Hay disponibles sobres medicinales de rehidratación y bebidas para reemplazar a los electrólitos clave

perdidos por causa de la diarrea y otros problemas gastrointestinales. Los dentistas recomiendan que los consumidores regulares de bebidas deportivas tomen precauciones contra la caries dental.

Las bebidas deportivas y electrolíticas pueden ser hechas en casa, usando las proporciones correctas de azúcar, sal y agua.

Electroquímica

Cuando se coloca un electrodo en un electrólito y se aplica un voltaje, el electrólito conducirá electricidad. Los electrones por sí solos normalmente no pueden pasar a través del electrólito; en vez de ello, una reacción química ocurre en el cátodo, consumiendo los electrones del mismo, y otra reacción tiene lugar en el ánodo, produciendo electrones para ser capturados por éste. Como resultado, una nube de carga negativa se desarrolla en el electrólito alrededor del cátodo y una carga positiva se desarrolla alrededor del ánodo. Los iones en el electrólito se mueven para neutralizar estas cargas para que las reacciones puedan continuar y los electrones puedan seguir fluyendo.

Por ejemplo, en una solución de sal ordinaria (cloruro de sodio, NaCl) en agua, la reacción en el cátodo será

$$2H_2O_{(l)} + 2e^- \longrightarrow 2OH^-_{(aq)} + H_{2(aq)}$$

con lo que burbujeará gas hidrógeno; la reacción en el ánodo es

$$2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^-$$

con lo que se liberará gas oxígeno. Los iones sodio Na^+ positivamente cargados reaccionarán hacia el cátodo, neutralizando la carga negativa del OH^- ahí presente, y los iones cloruro (Cl^-) reaccionarán hacia el ánodo neutralizando la carga positiva del H^+ de ahí. Sin los iones provenientes del electrólito, las cargas alrededor de los electrodos harían más lento el flujo continuo de electrones; la difusión de H^+ y OH^- a través del agua hacia el otro electrodo tomaría más tiempo que el movimiento de los iones de sodio más prevalentes.

En otros sistemas, las reacciones de los electrodos pueden involucrar a los metales de los electrodos, así como a los iones del electrólito.

Los conductores electrolíticos pueden ser utilizados en dispositivos electrónicos en los que la reacción química en la interfase metal/electrólito produce efectos útiles.

Electrólito seco

Los electrólitos secos son: esencialmente, geles en una estructura molecular cristalina flexible.

No electrolito

Son sustancias que se separan en sus moléculas cuando se disuelven en agua: las moléculas tienen movilidad por estar en disolución acuosa pero son eléctricamente neutras (no tienen carga). Por ejemplo, la sacarosa se separa en moléculas cuando se disuelve en agua. Estos líquidos y disoluciones tienen partículas con movilidad pero sin carga, por tanto no son conductores de electricidad.

Lecturas de reflexión

Pilas y acumuladores

La pila que a menudo utilizamos en radios, juguetes, linternas y otros aparatos, es capaz de suministrar suficiente corriente para hacer funcionar lo que necesitemos. La pila está formada por el zinc, que el lado negativo, y el carbón, que es el lado positivo. Además de estos elementos se

(Continúa)

Lecturas de reflexión

(*Continuación*)

encuentra una pasta de cloruro de amonio entre los dos electrodos. La energía química de la pila se transforma en energía eléctrica. Hoy día se utilizan cada vez más las pilas alcalinas que las de mayor duración. Las pilas alcalinas en vez de una pasta de cloruro de amonio, contienen otra pasta de hidróxido de potasio o litio.

El acumulador o batería está formado por un conjunto de pilas electroquímicas conectadas en serie para suministrar corriente para hacerlo funcionar. El acumulador posee un electrodo de plomo, que es el lado positivo; y unas placas de dióxido de plomo, que es el lado negativo, unidos en una solución de ácido sulfúrico. Dentro de esto ocurren reacciones químicas que provocan el movimiento de electrones, para así generar corriente eléctrica.

Un ejemplo de acumulador es la batería que utilizan los automóviles. El automóvil arranca debido a la corriente que manda la batería que produce chispa en las bujías y el motor funciona. Una ventaja del acumulador es que es recargable.

De todos los metales que se encuentran en la naturaleza el aluminio es el más común. Pero el aluminio no se encuentra libre sino unido a otros materiales como la bauxita, el hidróxido de aluminio, la criollita, la arcilla, los feldespastos, entre otros. El aluminio es poco resistente a las acciones mecánicas, pero muy resistente a la corrosión.

Figura 3.43



Pilas alcalinas.

3.3.8 Ácidos, bases y pH

En nuestra casa encontramos diversas sustancias comunes que se emplean con fines domésticos: la salsa, el vinagre, el café, los jabones, los detergentes, los limpiadores, la sosa cáustica, las aspirinas, los antiácidos y la vitamina C. Posiblemente ya hayas probado el vinagre, que tiene un sabor agrio; sin embargo, quizá sepas que cuando se deja caer un trozo de mármol en una disolución de vinagre se desprende dióxido de carbono conforme se disuelve, o bien que cuando se coloca en vinagre un pedazo de zinc, previamente lijado, se disuelve lentamente acompañado de un desprendimiento de hidrógeno gaseoso. El vinagre es una disolución acuosa de ácido acético.

Desde hace siglos, los químicos definieron los ácidos y las bases según las propiedades de sus disoluciones acuosas: así, un **ácido** es una sustancia cuya disolución acuosa posee un sabor agrio (del latín *acidus*), tiñe de rojo el papel tornasol azul, reacciona con los metales activos, con desprendimiento de hidrógeno y neutraliza las bases.

De manera análoga, se define una **base** como la sustancia cuya disolución acuosa posee un sabor amargo, tiñe de azul el papel tornasol rojo, tiene aspecto jabonoso y neutraliza los ácidos.

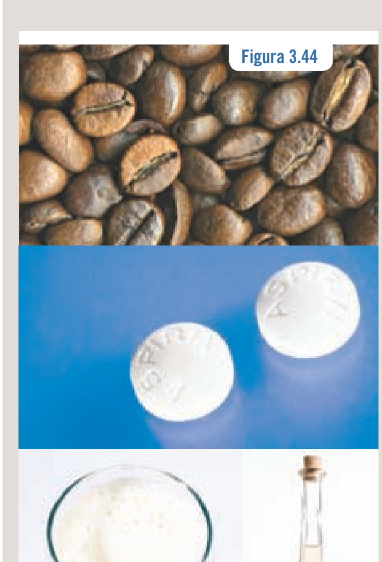
Un ácido, al reaccionar con una base o viceversa, se neutraliza, y se obtiene como resultado una sal y agua.

$$\textbf{Ácido} + \textbf{Base} \rightleftharpoons \textbf{Sal} + \textbf{Agua}$$

Los ácidos, las bases y las sales se encuentran en la mayoría de las sustancias que interactúan contigo. Estas sustancias, al disolverse con agua, forman parte de compuestos clave para los sistemas biológicos. En el estómago es muy importante el jugo gástrico que contiene ácido clorhídrico. Cuando realizas ejercicio físico por cierto tiempo, te duelen los músculos por el ácido láctico que se acumula en ellos. La sosa o hidróxido de sodio se utiliza para fabricar los jabones. El electrólito de las baterías de los automóviles contiene ácido sulfúrico.

No obstante las definiciones anteriores de ácido y base, según las propiedades de las disoluciones acuosas, poseen cierto valor práctico, limitan grandemente el campo de acción de esta rama de la química.

Figura 3.44







Todas los sustancias de la naturaleza se clasifican en ácidas, básicas o ambos de acuerdo a su pH, como los que se muestran.

Por tanto, es conveniente iniciar el estudio de estas sustancias, desde el punto de vista de las disociaciones electrolíticas; tomando en cuenta el tipo de enlace químico que presentan las sustancias, al estar en disolución acuosa, pueden presentar una disociación o una ionización.

La **disociación** la presentan sustancias que tienen **enlace iónico** y se define como la separación de los iones existentes en una sustancia iónica, cuando se encuentran en disolución acuosa o en estado líquido.

Ejemplo

El cloruro de sodio en estado líquido (fundido), o disuelto en agua, presenta una disociación:

$$NaCl_{(ac)} \longrightarrow Na^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)}$$

cloruro de sodio → **ion sodio** + **ion cloruro**

En cambio,. la **ionización** la presentan las sustancias con enlaces covalentes polares y se define como el proceso mediante el cual una molécula se divide en una parte positiva y otra negativa, por separación asimétrica de los pares de electrones de enlace.

Ejemplo

El agua se ioniza en ion hidrógeno y en ion oxhidrilo:

$$H_2O_{(l)} \longrightarrow H^{+}_{(ac)} + OH^{-}_{(ac)}$$

agua → **ion hidrógeno** + **ion oxhidrilo**

Teorías ácido-base

Teoría de Arrhenius

En 1884, el químico sueco, Svante Arrhenius, definió un ácido como *toda sustancia que al estar en disolución acuosa produce iones hidrógeno (H^+), o bien, iones hidronio (H_3O^+), y a una base como toda sustancia que al estar en disolución acuosa produce iones oxhidrilo (OH^-)*.

Ejemplos

$HA_{(ac)}$ *Ácido general*	$\rightleftharpoons$	**$H^{+}_{(ac)}$** *ion hidrógeno*	**+** +	**$A^{-}_{(ac)}$** *anión*
$HCl_{(ac)}$ *Ácido clorhídrico*	$\rightleftharpoons$	$H^{+}_{(ac)}$ *ion hidrógeno*	+ +	$Cl^{-}_{(ac)}$ *ion cloruro*
$H_2SO_{4(ac)}$ *Ácido sulfúrico*	$\rightleftharpoons$	$2H^{+}_{(ac)}$ *ion hidrógeno*	+ +	$SO^{+}_{4(ac)}$ *ion sulfato*
$MOH_{(ac)}$ *Base general*	$\rightleftharpoons$	**$M^{+}_{(ac)}$** *catión*	**+** +	**$OH^{-}_{(ac)}$** *ion hidroxilo*
$NaOH_{(ac)}$ *Hidróxido de sodio*	$\rightleftharpoons$	$Na^{+}_{(ac)}$ *ion sodio*	+ +	$OH^{-}_{(ac)}$ *ion oxhidrilo*
$Ca(OH)_2$ *Hidróxido de calcio*	$\rightleftharpoons$	$Ca^{+2}_{(ac)}$ *ion calcio*	+ +	$2(OH^{-})_{(ac)}$ *ion oxhidrilo*

Esta teoría está restringida en el sentido de que el concepto se limita al disolvente agua. Sin embargo, muchas reacciones químicas de naturaleza similar pueden llevarse a cabo en disolventes no acuosos y en reacciones sin disolventes.

Teoría de Brönsted-Lowry

En 1923, Johannes Nicolaus Brönsted (en Dinamarca) y Thomas Martin Lowry (en Inglaterra) propusieron de manera independiente que los ***ácidos*** *podrían definirse como donadores de protones y las* ***bases*** *como aceptores de protones.*

Las reacciones de neutralización implican una transferencia de protones. Las sales son sólo agregados de iones que se producen en la mayoría de las reacciones de neutralización.

Al perder un protón (ion hidrógeno, H^+), un ácido forma una base pues, por la reacción inversa, la sustancia formada puede ganar un protón (ion hidrógeno, H^+).

Del mismo modo, una base forma un ácido al ganar un protón; estas reacciones se pueden representar con ecuaciones como las siguientes:

$$\text{Ácido}_1 \rightleftharpoons H^+ + \text{Base}_1 \quad (1)$$
$$\text{Base}_2 + H^+ \rightleftharpoons \text{Ácido}_2 \quad (2)$$
$$\text{Ácido}_1 + \text{Base}_2 \rightleftharpoons \text{Ácido}_2 + \text{Base}_1$$

Por tanto, se observa que una reacción de neutralización es una competencia de protones entre dos bases. El ácido y la base representados en las ecuaciones (1) y (2) son un **par conjugado**; es decir, un ácido forma su base conjugada al perder un protón y una base forma su ácido conjugado cuando gana un protón.

Ejemplos

$HCl_{(ac)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$H_3O^+_{(ac)}$	+	$Cl^-_{(ac)}$
Ácido_1		Base_2		Ácido_2		Base_1
$HCl_{(ac)}$	+	$H^+.OH^-_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$H_3O^+_{(ac)}$	+	$Cl^-_{(ac)}$
$H_2O_{(l)}$	+	$NH_{3(g)}$	$\rightleftharpoons$	$NH^+_{4\,(ac)}$	+	$OH^-_{(ac)}$
Ácido_1		Base_2		Ácido_2		Base_1
H^+OH^-	+	$NH_{3(g)}$	$\rightleftharpoons$	$NH^+_{4\,(ac)}$	+	$OH^-_{(ac)}$

En los ejemplos anteriores observamos que el agua actúa como ácido y como base, respectivamente. De acuerdo con este concepto, el agua es **anfótera** (sustancia que en disolución acuosa puede ceder iones H^+ e iones OH^-).

Cualquiera de los pares ácido-base de las reacciones anteriores se llaman par ácido-base conjugado de Brönsted-Lowry.

Teoría de Lewis

En 1923, el estadounidense Gilbert Newton Lewis propuso un concepto más general, la teoría electrónica, que tuvo poca aceptación hasta 1938; en ese mismo año, se enunció de nuevo esta teoría y se comprendió; estructuralmente dice lo siguiente:

> "Base es una sustancia que contiene un átomo capaz de ceder un par de electrones, y un ácido es una sustancia que contiene un átomo capaz de aceptar un par de electrones."

Cuando un ácido de Lewis reacciona con una base de Lewis, se forma, como consecuencia, un enlace covalente por coordinación.

Ejemplos:

Aceptor		Donador		Enlace por coordinación
H^+	⟵	$:NH_3$	⟶	NH_4^+
H^+	⟵	$:OH^-$	⟶	H_2O
H^+	⟵	$:H_2O$	⟶	H_3O^+

Las fórmulas electrónicas aclaran el mecanismo de formación de un enlace por coordinación, en la neutralización de un ácido de Lewis.

La neutralización de un protón por una molécula de amoniaco es:

$$H^+ \quad + \quad H \overset{\displaystyle H}{\overset{x\bullet}{\underset{\bullet\bullet}{x\bullet N \bullet x}}} H \longrightarrow \left(H \overset{\displaystyle H}{\overset{x\bullet}{\underset{\underset{\displaystyle H}{\bullet\bullet}}{x\bullet N \bullet x}}} H \right)^+$$

Según las teorías anteriores, el agua puede actuar como ácido o como base. Si consideramos una transferencia de iones hidrógeno (protones) entre dos moléculas de agua, la reacción será:

$$\underset{\text{Ácido}_1}{H_2O_{(l)}} \quad + \quad \underset{\text{Base}_2}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons \underset{\text{Ácido}_2}{H_3O^+_{(ac)}} \quad + \quad \underset{\text{Base}_1}{OH^-_{(ac)}}$$

La constante de ionización para esta reacción representada por el símbolo Kw, es simplemente el producto de las concentraciones molares de los iones H_3O^+ y OH^- en el equilibrio.

$$\mathbf{K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]}$$

La constante de ionización del agua Kw, a 25 °C, tiene un valor de 1×10^{-14}. Esta constante tiene el mismo valor en todas las disoluciones acuosas, aun en disoluciones de ácidos y bases. Tomando en cuenta los conceptos anteriores, en el equilibrio químico, las concentraciones de H_3O^+ y OH^-, deben ser iguales, por tanto:

$$\mathbf{K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] = 1 \times 10^{-14}}$$

y las concentraciones de $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ deben ser iguales a 1×10^{-7} moles/L.

Este valor nos indica la cantidad de iones de H_3O^+ y OH^- que existe en el agua a 25 °C. A causa del valor tan pequeño de Kw, nos vemos obligados a manejar la expresión con logaritmos, por ejemplo:

$$\mathbf{K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]}$$

Sacando logaritmos: $\mathbf{\log K_w = \log [H_3O^+] + \log [OH^-]}$

Multiplicando por −1, nos queda:

$$\mathbf{-\log K_w = -\log [H_3O^+] - \log [OH^-]}$$

Representando por p = −log, la expresión anterior se convierte en:

$$\mathbf{pK_w = p[H_3O^+] + p[OH^-]}$$

Si establecemos que: $\mathbf{[H_3O^+] = H}$ **y** $\mathbf{[OH^-] = OH}$**, tendremos:**

$$\mathbf{pK_w = pH + pOH}$$

De aquí, definimos al potencial de hidrógeno (pH) como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno o hidronio.

$$\mathbf{pH = -\log [H^+]}$$

El pOH se define de igual forma como el logaritmo negativo de la concentración de iones oxhidrilo.

$$\mathbf{pOH = -\log [OH^-]}$$

y de las ecuaciones anteriores resulta:

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

Ejemplos:

1. ¿Cuál es el pH de una disolución 0.5 molar de HCl?

Datos	Solución
pH = ?	$pH = -\log [H^+]$
[HCl] = 0.5 molar = 5×10^{-1} mol/L	$pH = -\log [5 \times 10^{-1}]$
$\longrightarrow$ pH = 0.3	

2. Determina la concentración del ion hidronio en una disolución cuyo pH es 7.3

Datos	Solución
$[H_3O^+] = ?$	$pH = -\log [H_3O^+]$
	Multiplicando por −1:
	$-pH = \log [H_3O^+]$
	Sacando antilogaritmos
	$[H_3O^+] = \text{antilog} [-pH]$
	$[H_3O^+] = \text{antilog} [-7.3]$
$\longrightarrow$ **$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-8}$ moles/L**	

3. Calcula el pOH de una disolución, cuya concentración de iones hidronio es de 0.001 moles/L

Datos	Solución
pOH = ?	$pH = -\log [H_3O^+]$
$[H_3O^+]$ = 0.001 mol/L = 1×10^{-3}mol/L	$pH = -\log [1 \times 10^{-3}]$
	pH = 3
	como: **pH + pOH = 14**
	Por tanto: pOH = 14 − pH
$\longrightarrow$ **pOH = 14 − 3 = 11**	

Clasificación de ácidos y bases

Tomando la concentración de iones hidronio $[H_3O^+]$ y de iones oxhidrilo $[OH^-]$, es decir, en función del pH y del pOH, los ácidos y las bases se clasifican en fuertes y débiles.

Tipos de ácidos y bases en función de la concentración de iones $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$.

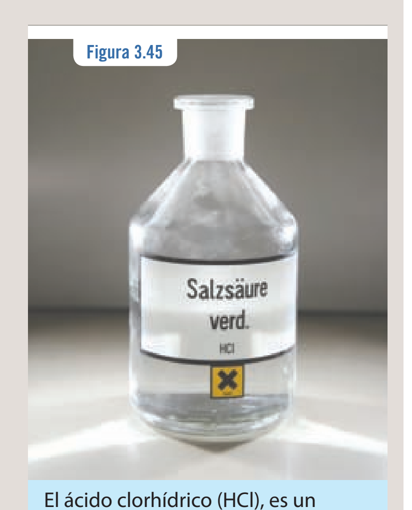
$[OH^-]$	pOH	$[H_3O]^+$	pH	
1×10^{-14}	14	1×10^{0}	0	Ácidos fuertes
1×10^{-13}	13	1×10^{-1}	1	
1×10^{-12}	12	1×10^{-2}	2	
1×10^{-11}	11	1×10^{-3}	3	
1×10^{-10}	10	1×10^{-4}	4	Ácidos débiles
1×10^{-9}	9	1×10^{-5}	5	
1×10^{-8}	8	1×10^{-6}	6	

(Continúa)

(Continuación)

$[OH^-]$	pOH	$[H_3O]^+$	pH	
1×10^{-7}	7	1×10^{-7}	7	Disolución neutra
1×10^{-6}	6	1×10^{-8}	8	Bases débiles
1×10^{-5}	5	1×10^{-9}	9	
1×10^{-4}	4	1×10^{-10}	10	
1×10^{-3}	3	1×10^{-11}	11	
1×10^{-2}	2	1×10^{-12}	12	Bases fuertes
1×10^{-1}	1	1×10^{-13}	13	
1×10^{0}	0	1×10^{-14}	14	

Figura 3.45



El ácido clorhídrico (HCl), es un ejemplo de ácido fuerte.

Ácido fuerte

Es toda sustancia que al disolverse se ioniza con gran facilidad produciendo un aumento en la concentración de iones hidronio y, por tanto, su **pH será bajo (0 a 3)**, por ejemplo: ácido sulfúrico (H_2SO_4), ácido nítrico (HNO_3).

Ácido débil

Si una sustancia al disolverse no se ioniza con gran facilidad, produciendo una baja concentración de iones hidronio (no menos de 10^{-7} mol/L); **su pH será relativamente alto (4 a 6.9)**, entonces podemos afirmar que se trata de un ácido débil, entre los que tenemos: ácido acético o vinagre (CH_3COOH), ácido carbónico (H_2CO_3).

Base fuerte

Cuando una sustancia, al disolverse, se ioniza fácilmente aumentando la concentración de iones oxhidrilo (OH^-) se le conoce como una base fuerte, por ejemplo: hidróxido de potasio (KOH), hidróxido de sodio (NaOH), hidróxido de rubidio (RbOH), etc. Su pH será entre 12 y 14.

Base débil

Si una sustancia, al disolverse, no se ioniza con gran facilidad, produciendo una baja concentración de iones oxhidrilo, su pH será relativamente alto (7.1 a 11); entonces, es posible afirmar que es una base débil; ejemplos: hidróxido de amonio (NH_4OH), hidróxido férrico ($Fe(OH)_3$), hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$).

Lecturas de reflexión

Cómo desteñir la mezclilla

Antes de decidirte a darle un aspecto usado y descolorido a tu ropa de mezclilla nueva, recuerda que una aplicación fuerte del blanqueador debilita la composición de las fibras y, por tanto, reduce la vida de las prendas. La forma más conveniente de decolorar la mezclilla es hacerlo gradualmente; para ello, añade una taza de blanqueador al agua de la lavadora cada vez que laves tu ropa, hasta que esta adquiera el tono deseado.

Figura 3.46



La mezclilla es una tela de algodón asargado de hilos blancos y urdimbre teñida de azul índigo. ►

Actividad experimental

Reúnete con tus compañeros y realicen la siguiente actividad experimental, contesten las preguntas y elaboren un informe escrito con sus resultados y conclusiones.

Jugando al químico analista

Propósito

Identificar ácidos y bases utilizando un indicador vegetal (col morada).

Materiales

- Col morada
- Agua recién hervida
- Vasos desechables
- 1 limón
- Un poco de vinagre
- Frascos gotero
- Un poco de leche
- Un poco de detergente
- 1 cuchillo
- 1 agitador

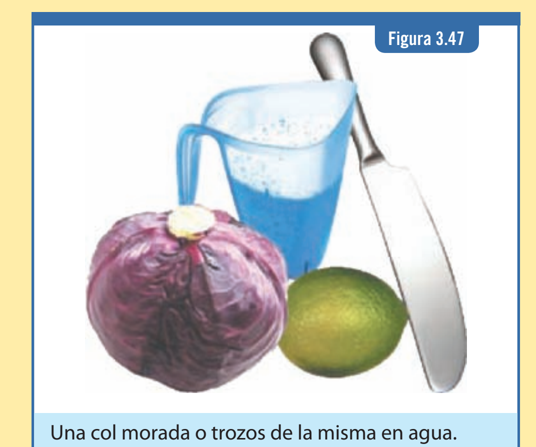


Figura 3.47

Una col morada o trozos de la misma en agua.

¡PRECAUCIÓN! Debes de tener cuidado al cortar la col morada con el cuchillo.

Cuando manejes agua caliente, hazlo con cuidado, ya que al derramarla te puedes quemar.

1. Corten en trozos pequeños la col morada y sumérjanlos en el agua recién hervida con ayuda del agitador, durante 15 minutos.

   ¿Qué le sucede al agua? ______________________________.
2. Retiren los trozos de la col morada y llenen los frascos goteros con el líquido obtenido (indicador).
3. Marquen los cuatro vasos desechables con los siguientes nombres: limón, vinagre, leche y detergente.
4. Viertan un poco de las sustancias anteriores en su respectivo vaso.
5. A cada uno de los líquidos anteriores agreguen unas cinco gotas del indicador formado en el paso 1.
6. Preparen dos frascos goteros con la disolución formada con la col, que servirán de referencia al experimento, agreguen dos gotas de ácido muriático (ácido clorhídrico, HCl) a dos frascos y dos gotas de sosa cáustica (hidróxido de sodio, NaOH) a los otros dos frascos goteros.

Anoten sus observaciones en el cuadro siguiente:

Sustancia	Coloración que toma con las gotas de disolución en agua
Jugo de limón	
Vinagre	
Leche	
Detergente	

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

¿Qué función tiene el indicador formado en esta actividad? ______________________________

____

¿Lo podrían utilizar con otras sustancias? ______________________________

Si tu respuesta es afirmativa, escribe tres ejemplos ______________________________

____

Anota tus conclusiones: ______________________________

____

Figura 3.48



Tiras de papel universal. Cambia de color según si la disolución es ácida o básica en un amplio rango de colores.

Para medir el pH de las soluciones utilizamos tiras de papel universal, cuya coloración especifica el valor que le corresponde. Sin embargo, en la actualidad se cuenta con instrumentos más precisos llamados potenciómetros, de tipo digital, que expresan exactamente el valor del pH.

Tabla 3.6 Tiras de papel universal, cambia de color según si la disolución es ácida o básica en un amplio rango de colores.

	Color de pH		Sustancia común		
Basicidad		14		hidróxido de sodio	pH = 14
		13			
		12		blanqueador	pH = 12
		11		amoniaco	pH = 11
				leche de magnesia	pH = 10.5
		10			
		9			
				detergentes	pH = 8-9
		8		bilis	pH = 8
Neutro					
				sangre	pH = 7.4
		7	agua	agua pura	pH = 7.0
				agua de lluvia	pH = 6.2
		6		orina	pH = 6.0
		5	ácido bórico	café	pH = 5.0
		4	ácido carbónico	refrescos	pH = 3.0
		3	ácido acético	vinagre	pH = 2.8
		2	ácido sulfuroso	jugo de limón	pH = 2.2
				jugo gástrico	pH = 1.6
			ácido clorhídrico		
		1	ácido nítrico		
			ácido sulfúrico		
		0			
Acidez					

Figura 3.49



Potenciómetro digital.

Actividad de aprendizaje

Identificación de ácidos y bases en sustancias de uso común

Propósito

Determinar con ayuda de papel tornasol rojo y azul si una sustancia es ácida o básica.

1. Pide a tu maestro varias tiras de papel tornasol rojo y azul.
2. Coloca 1 o 2 gotas de cada una de las sustancias siguientes, en el papel tornasol rojo y azul, para saber si es un ácido o una base.

Sustancia	Cambió el papel T. rojo	Cambió el papel T. azul	Carácter ácido o básico
Jugo de naranja			
Leche			
Té			
Café			
Sosa			
Vinagre			
Limpiador de amonio			
Leche de magnesia			
Sudor			

3.3.9 Neutralización y formación de sales

Indicadores

En la determinación aproximada del pH de una disolución pueden utilizarse ciertas sustancias generalmente orgánicas, que responden a los medios ácidos o básicos con cambios de color. Estas sustancias son ácidos o bases débiles en los que la forma molecular tiene un color diferente al de la forma iónica, estas sustancias son conocidas como indicadores.

Para determinar el pH específico, se debe seleccionar un indicador adecuado, puesto que éste tiene un vire de coloración únicamente en cierto rango de pH.

Los intervalos del pH de los indicadores ácido-base han sido cuidadosamente determinados; por tanto, si se hace la debida elección podrás determinar un valor de pH con gran exactitud mediante el uso selectivo de estos indicadores ácido-base, algunos de ellos se presentan a continuación:

Indicador	Intervalos de pH	Cambio o vire de color
Violeta de metilo	0.2-2.0	Amarillo a violeta
Naranja de metilo	3.0-4.4	Rojo a amarillo
Azul de bromofenol	3.0-4.6	Amarillo a púrpura
Verde de bromocresol	3.8-5.4	Amarillo a azul
Rojo de metilo	4.4-6.2	Rojo a amarillo
Para-nitrofenol	5.0-7.0	Incoloro a amarillo

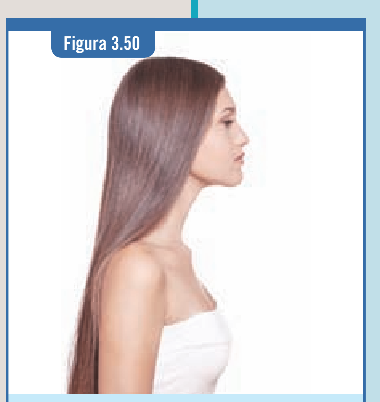
(Continúa)

Indicador	Intervalos de pH	Cambio o vire de color
Púrpura de bromocresol	5.2-6.8	Amarillo a púrpura
Azul de bromotimol	6.0-7.6	Amarillo a azul
Rojo de fenol	6.4-8.2	Amarillo a rojo
Púrpura de meta-cresol	7.6-9.2	Amarillo a púrpura
Fenolftaleína	8.2-10.0	Incoloro a rojo
Amarillo de alizarina	10.1-11.1	Amarillo a lila
Carmín de índigo	12-14	Azul a amarillo

Lecturas de reflexión

Para tener un cabello sedoso se debe tener un control del pH (potencial de hidrógeno) de los productos para el cuidado del cabello con la limpieza, el brillo y el vigor del mismo. Cada cabello está formado por muchas cadenas de aminoácidos, enlazadas entre sí en forma de polímeros llamadas proteínas. Las cadenas individuales se pueden unir con otras de tres formas diferentes: 1) puentes de hidrógeno, 2) enlaces salinos, producto de interacciones ácido-base y 3) puentes disulfuro.

Figura 3.50



Cuando la fibra capilar se somete a soluciones ácidas o alcalinas extremas se debilita.

Cuando el cabello está mojado, los puentes de hidrógeno se rompen. Al peinarlo y formarlo, los puentes de hidrógeno se forman en lugares nuevos y mantienen el cabello peinado como se desea. Si usamos una disolución ácida, con pH de 1 a 2, los puentes de hidrógeno y los enlaces salinos se rompen a la vez y sólo quedan los puentes disulfuro para mantener unidas las cadenas. En una disolución moderadamente alcalina de pH 8.5, algunos de los puentes de disulfuro también se rompen. La superficie externa del cabello se hace áspera y la luz no se refleja de manera uniforme en ella; el cabello se ve opaco. El uso de un champú alcalino causa daño por el continuo rompimiento de los puentes de disulfuro y es la causa de las “puntas separadas” u orzuela.

Si el pH aumenta hasta 12 aproximadamente, el cabello se disuelve porque se rompe todo tipo de enlace. El cabello tiene su resistencia máxima a un pH entre 4 y 5. El uso del champú tiende a dejarlo un poco alcalino, de modo que a veces se usa un enjuague débilmente ácido para regresar el pH a su intervalo normal. Para ello se acostumbra usar productos caseros como el jugo de limón o el vinagre.

Neutralización e hidrólisis

Neutralización

Al ponerse en contacto los ácidos y las bases en una disolución acuosa, los iones hidronio del ácido y los iones oxhidrilo de la base, se combinan para formar agua:

$$\underset{\text{ácido}}{H_3O^+_{(ac)}} + \underset{\text{base}}{OH^-_{(ac)}} \longrightarrow \underset{\text{agua}}{2H_2O_{(l)}}$$

Ésta es la reacción fundamental que tiene lugar, al neutralizarse mutuamente los ácidos y las bases en disoluciones acuosas.

Las propiedades características de los ácidos y de las bases desaparecen, al reaccionar los iones responsables de estas propiedades para dar agua. Por tanto, podemos concluir que una reacción de neutralización, según Arrhenius, es la que se efectúa entre un ácido y una base para formar sal y agua.

$$\textbf{Ácido} + \textbf{Base} \rightleftharpoons \textbf{Sal} + \textbf{Agua}$$

La reacción se denomina de neutralización. Para identificar si una sustancia tiene carácter ácido, básico, o neutro, se utilizan compuestos que presentan colores distintos en disoluciones ácidas o básicas, llamados indicadores; se pueden conseguir naturales o elaborados en el laboratorio. La reacción inversa se le llama **hidrólisis**:

$$\text{Ácido} + \text{Base} \underset{\textbf{hidrólisis}}{\overset{\textbf{neutralización}}{\rightleftharpoons}} \text{Sal} + \text{Agua}$$

$$HA + MOH \rightleftharpoons MA + H_2O$$

Para que una sal pueda hidrolizarse, es necesario que provenga de la reacción entre un ácido fuerte y una base débil o viceversa. La hidrólisis de una sal originada por la reacción de un *ácido débil y una base fuerte dará una disolución básica;* ejemplos:

$$H_2CO_{3(ac)} + 2NaOH_{(ac)} \rightleftharpoons Na_2CO_{3(ac)} + H_2O_{(l)}$$

Ácido débil + base fuerte Sal (básica) + agua

$$H_2S_{(ac)} + 2NaOH_{(ac)} \rightleftharpoons Na_2S_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

Ácido débil + base fuerte Sal (básica) + agua

La hidrólisis de las sales que provienen de la reacción de un ácido fuerte y una base débil, darán una disolución ácida. **Ejemplos:**

$$Al(OH)_{3(ac)} + 3\ HCl_{(ac)} \rightleftharpoons AlCl_{3(ac)} + 3\ H_2O$$

Base débil + ácido fuerte Sal ácida + agua

$$2\ Fe(OH)_{3(ac)} + 3\ H_2SO_{4(ac)} \rightleftharpoons Fe_2(SO_4)_{3(ac)} + 6\ H_2O_{(l)}$$

Base débil + ácido fuerte Sal ácida + agua

Titulación o valoración

Es el proceso por el cual se determina la cantidad de disolución de concentración conocida que se necesita para reaccionar completamente con cierta cantidad de muestra que será analizada. A este respecto, existen dos tipos de disoluciones: **disolución patrón** o **estándar** y **disolución problema**. La primera es la disolución de concentración conocida; la segunda es la disolución a la que se le desconoce su concentración.

En el análisis de disoluciones ácidas o básicas, la titulación se realiza mediante la medición cuidadosa de los volúmenes de un ácido y una base que se neutraliza exactamente.

La concentración del ácido o de la base se calcula utilizando la relación general que establece que el producto del volumen por la normalidad es igual para todas las disoluciones que reaccionan completamente:

$$V_{\textbf{ácido}} \times N_{\textbf{ácido}} = V_{\textbf{base}} \times N_{\textbf{base}}$$

Por ejemplo, si deseamos conocer la concentración de 20 mL de una disolución de KOH, la cual se neutraliza con 15 mL de una disolución 1.3 N de HCl, tenemos:

$$V_{HCl} \times N_{HCl} = V_{KOH} \times N_{KOH}$$

$$N_{KOH} = \frac{V_{HCl} \times N_{HCl}}{V_{KOH}} = \frac{15\ mL \times 1.3\ N}{20\ mL} = 0.975\ N$$

Actividad de aprendizaje

Anota en los rectángulos correspondientes de cada una de las sustancias el tipo de compuesto al que pertenecen y después contesta las preguntas que se te indican.

HCl	+	$NaOH$	$\rightleftharpoons$	$NaCl$	+	H_2O
HBr	+	KOH	$\rightleftharpoons$	KBr	+	H_2O
H_2SO_4	+	$Ba(OH)_2$	$\rightleftharpoons$	$BaSO_4$	+	H_2O
HCl	+	$Mg(OH)_2$	$\rightleftharpoons$	$MgCl_2$	+	H_2O
HNO_3	+	$Al(OH)_3$	$\rightleftharpoons$	$Al(NO_3)_3$	+	H_2O

¿Qué tipo de compuesto se obtiene al reaccionar un ácido con una base? ______________________

____

¿Qué es una reacción de neutralización? ____

____

El ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH), presentan el mismo aspecto físico, como dos líquidos incoloros ¿Cómo los identificarías, sin olerlos? ______________________________

____

____

¿Qué es un ácido? ____

____

¿Qué es una base? ____

____

Actividad de aprendizaje

1. De la siguiente lista de propiedades para ácidos y bases, colócalas en el lugar correspondiente: a) Producen iones hidrógeno. b) Cambian el papel tornasol rojo a azul. c) Al tacto se sienten jabonosas. d) Tienen sabor amargo. e) El papel tornasol azul adquiere una coloración roja. f) Tienen sabor agrio. g) Disuelven aceites y grasas formando jabones. h) Conducen la corriente eléctrica. i) Son corrosivos.

Ácidos	Bases

(Continúa)

Actividad de aprendizaje

(Continuación)

Ácidos	Bases

Algunas sales y sus aplicaciones

Sales	Aplicaciones
Sulfato de amonio $(NH_4)_2SO_4$	Fertilizante
Sulfato de bario ($BaSO_4$)	Estudios gastrointestinales; pigmento blanco
Cloruro de calcio ($CaCl_2$)	Deshielo de carreteras y banquetas
Sulfato de calcio dihidratado ($CaSO_4.2H_2O$)	Recubrimiento
Sulfato de cobre pentahidratado (vitriolo azul) ($CuSO_4.\ 5H_2O$)	Colorante fungicida
Sulfato de calcio sesquihidratado ($CaSO_4.\ ½\ H_2O$)	Vaciado de yeso
Sulfato de magnesio heptahidratado (sales de Epsom) ($MgSO_4.7H_2O$)	Purgante
Cloruro de potasio (KCl)	Sustituto de la sal libre de sodio
Permanganato de potasio ($KMnO_4$)	Desinfectante y fungicida
Nitrato de plata ($AgNO_3$)	Agente cauterizante
Bromuro de plata (AgBr)	Emulsiones fotográficas
Bicarbonato de sodio (sal para hornear) ($NaHCO_3$)	Antiácido
Carbonato de sodio decahidratado ($Na_2CO_3.10H_2O$)	Fabricación de vidrio; ablandador de agua
Cloruro de sodio (sal de mesa) (NaCl)	Cuerpo de electrolitos; producción de cloro
Sulfato de sodio decahidratado ($Na_2SO_4.10H_2O$)	Purgante
Tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$)	Agente de fijación en procesos fotográficos

Actividad experimental

Ácidos y bases

Propósito

Estudiar las propiedades de algunos ácidos y bases comunes en la experimentación química. Obtener una base típica, el hidróxido de sodio.

Material

- 1 gradilla
- 8 tubos de ensayo de 13 × 100 mm
- Papel indicador
- Pinzas para crisol
- 1 navaja
- 1 cápsula de porcelana

(Continúa)

Actividad experimental *(Continuación)*

- Vidrio de reloj
- 4 portaobjetos
- 2 pipetas de 5 mL

Sustancias

- agua destilada
- ácido clorhídrico
- ácido nítrico
- indicador de anaranjado de metilo
- hidróxido de sodio
- granallas de zinc
- ácido sulfúrico
- ácido acético
- indicador de fenolftaleína
- hidróxido de amonio
- hidróxido de calcio
- un trocito de sodio metálico

¡Precaución! Maneja con mucho cuidado los ácidos y las bases, ya que te pueden causar severas quemaduras. Si tienes dudas consulta con tu profesor.

Procedimiento

Experimento 1. Propiedades de algunos ácidos

1. En una gradilla coloca 4 tubos de ensayo y marca cada uno de tal manera que indique el ácido que va a contener.

2. Vierte 2 mL (tomados con la pipeta) de agua destilada en cada tubo de ensayo y después 3 gotas de ácido concentrado (con otra pipeta) en su tubo respectivo, y agita; toma un tubo de ensayo e inclínalo con cuidado; humedece un pedazo de papel indicador con la disolución y retíralo. Anota tus observaciones.

Tubo 1. Ácido clorhídrico: ______________________

Tubo 2. Ácido nítrico: ______________________

Tubo 3. Ácido sulfúrico: ______________________

Tubo 4. Ácido acético: ______________________

3. Coloca unas gotas de cada uno de los tubos de ensayo en 4 portaobjetos y añádeles unas gotas del indicador fenolftaleína. Anota tus observaciones.

Tubo 1. Ácido clorhídrico: ______________________

Tubo 2. Ácido nítrico: ______________________

Tubo 3. Ácido sulfúrico: ______________________

Tubo 4. Ácido acético: ______________________

Experimento 2. Reacción con los metales

1. Prepara 4 tubos de ensayo siguiendo las indicaciones anteriores, en cada disolución de los diferentes ácidos; deja caer unas cuantas granallas de zinc. Anota tus observaciones.

Tubo 1. Ácido clorhídrico: ______________________

Tubo 2. Ácido nítrico: ______________________

Tubo 3. Ácido sulfúrico: ______________________

Tubo 4. Ácido acético: ______________________

(Continúa)

Actividad experimental

(*Continuación*)

Experimento 3. Propiedades de algunas bases

1. En la gradilla coloca tres tubos de ensayo, vierte en cada tubo 2 mL de agua destilada y al primero añádele 6 gotas de la disolución de hidróxido de sodio, al segundo 6 gotas de disolución de hidróxido de amonio y al tercero 6 gotas de la disolución de hidróxido de calcio.

   Tubo 1. Hidróxido de sodio: ______________________________

   Tubo 2. Hidróxido de amonio: ______________________________

   Tubo 3. Hidróxido de calcio: ______________________________

2. Saca los tubos e inclínalos para que se humedezca una tira de papel indicador. Anota tus observaciones

   Tubo 1. Hidróxido de sodio: ______________________________

   Tubo 2. Hidróxido de amonio: ______________________________

   Tubo 3. Hidróxido de calcio: ______________________________

3. Coloca unas gotas de cada disolución en 3 portaobjetos y añade unas gotas del indicador fenolftaleína. Anota tus observaciones.

   Tubo 1. Hidróxido de sodio: ______________________________

   Tubo 2. Hidróxido de amonio: ______________________________

   Tubo 3. Hidróxido de calcio: ______________________________

4. A las disoluciones sobrantes de los tubos de ensayo, añade una gota del indicador anaranjado de metilo; compara la intensidad del color en los tubos de ensayo. Anota tus observaciones.

   Tubo 1. Hidróxido de sodio: ______________________________

   Tubo 2. Hidróxido de amonio: ______________________________

   Tubo 3. Hidróxido de calcio: ______________________________

Anota tus conclusiones: ______________________________

____

____

____

____

Actividad experimental

Neutralización de una base

Propósito

Comprobar que la neutralización es la reacción entre un ácido y una base y produce una sal.

Material

- 10 mL de amoniaco doméstico
- 10 mL de vinagre blanco
- 1 gotero
- 20 mL de agua de col
- 6 tiras de papel filtro (preparado con el agua de cal)

(*Continúa*)

Actividad experimental

(Continuación)

Procedimiento

1. Humedece una orilla del papel indicador en el amoniaco.

Anota tus observaciones: ______________________________

____

¿Hubo cambio de color? ______________________________

¿A cuál? ______________________________

2. Humedece otro papel indicador con vinagre.

Anota tus observaciones: ______________________________

____

¿Hubo cambio de color? ______________________________

¿A cuál? ______________________________

3. Llena el gotero con vinagre.

4. Deja caer el vinagre sobre la orilla humedecida con amoniaco gota a gota hasta que cambie al color original del papel.

¿Qué tipo de sustancia es el vinagre? ______________________________

¿Y el amoniaco? ______________________________

5. Deposita, poco a poco, el ácido sobrante en el recipiente que contiene amoniaco.

¿Qué le ocurre al papel indicador? ______________________________

Anota tus observaciones y conclusiones: ______________________________

____

____

____

____

Evaluación formativa

1. Escribe cinco propiedades de los ácidos y cinco de las bases en el siguiente cuadro.

Ácidos	Bases

2. Contesta las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué es un ácido? ______________________________

b) ¿Qué es una base? ______________________________

(Continúa)

Evaluación formativa (*continuación*)

c) ¿Qué es una sal? ______

d) ¿Qué es un indicador? ______

3. Completa las siguientes reacciones químicas:

a) ácido clorhídrico + hidróxido de potasio ______

b) ácido nítrico + hidróxido de sodio ______

c) ácido clorhídrico + hidróxido de calcio ______

3.4 ¿De quién es el agua?

Una reflexión seria y un análisis de la disponibilidad del total de agua dulce existente en nuestro planeta nos indica, sin duda alguna, que es un recurso vital del que no se dispone en grandes cantidades. Se encuentra en abundancia en ciertas regiones y en otras hay una enorme carencia del vital líquido. Esto ha originado graves conflictos, incluso armados, entre países por los recursos acuíferos. Por lo demás es importante mencionar que hay convenios bilaterales para solucionar dichos conflictos, en los que la prioridad es compartir el agua.

También deben establecerse estrategias globales y regionales para hacer del agua un recurso sustentable, ya que el ciclo hidrológico natural lo permite.

Estas estrategias deben estar fundamentadas en: 1) la preservación ecológica de los sistemas de suministro de agua; 2) un gasto limitado y equitativo para evitar su agotamiento, y 3) el costo de hacer llegar el agua desde las fuentes naturales hasta las grandes urbes y el campo.

3.4.1 Uso responsable del agua

Es fundamental el uso adecuado del agua ya que, como se mencionó en párrafos anteriores, hay sectores que la requieren en mayor proporción, como las zonas agrícolas, los grandes urbes (a nivel doméstico e industrial). Por último, las plantas generadoras de la electricidad (termoeléctricas). En la actualidad se han establecido tarifas, en las que se especifica que el que usa más agua, debe pagar más. A pesar de estas acciones todavía existe un factor, respecto del cual no se ha generado conciencia: el tremendo costo del manejo del agua desde los lugares de aprovisionamiento y su tratamiento, cuyo problema permanente de contaminación hace cada vez más difícil encontrar nuevos suministros con calidad y costos adecuados. El tiempo pasa y el vital líquido se agota; debemos tener cuidado en su consumo y en su reciclado para reutilizarla en muchas actividades de la vida cotidiana. Es decir, no debemos contaminarla con basura o desechos que se arrojan al drenaje, los ríos, lagos o mares.

Evaluación sumativa

Instrucciones: Contesta brevemente las siguientes preguntas:

¿Qué es el agua freática o subterránea? ______

______

¿Qué es un manto acuífero? ______

______

(*Continúa*)

Evaluación sumativa (*continuación*)

Describe brevemente el ciclo del agua: ______________________________
____
____
____

¿Qué es una disolución acuosa? ______________________________
____

Escribe tres sustancias cotidianas que sean disoluciones acuosas: __________
____

¿Cómo se clasifican las disoluciones acuosas? ______________________________
____

¿Qué es una disolución diluida? ______________________________
____

Escribe tres ejemplos de disoluciones diluidas: ______________________________
____

¿Qué es una disolución saturada? ______________________________
____

Escribe tres ejemplos de disoluciones saturadas: ______________________________
____

¿Qué es una disolución sobresaturada? ______________________________
____

¿Qué es la solubilidad? ______________________________
____

¿Cuál es la importancia del agua para nuestro organismo? ______________
____

¿Qué es el potencial de hidrógeno (pH)? ______________________________
____

¿Qué es un ácido? ______________________________

Escribe tres ejemplos de ácidos: ______________________________
____

¿Qué es una base? ______________________________
____

De acuerdo con el modelo de Arrhenius, ¿qué es un ácido y una base?

De acuerdo con el modelo de Brönsted-Lowry, ¿qué es un ácido y una base?

De acuerdo con el modelo de Lewis, ¿qué es un ácido y una base?

¿Qué es una reacción de neutralización?

Evaluación sumativa

Resuelve los siguientes problemas.

1. ¿A qué porcentaje en masa corresponden 40 g de hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$, en una disolución de 200 g de agua?
2. ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre ($CuSO_4$), disueltos en 25 mL de agua, se necesitan para preparar 100 mL de disolución a 80% en masa?
3. ¿Cuál es el porcentaje en volumen en una disolución que contiene 30 mL de concentrado de Jamaica en 500 mL de agua?
4. ¿Qué cantidades de agua y alcohol se necesitan para preparar una disolución de alcohol a 70% en volumen?
5. Calcula la concentración porcentual de 500 gramos de disolución si contiene disueltas las siguientes cantidades de soluto: *a*) 5 g; *b*) 50 g; *c*) 100 g; *d*) 250 g; *e*) 500 g.
6. Calcula el volumen de soluto necesario para preparar 500 mL de disolución a las siguientes concentraciones porcentuales: *a*) 5%; *b*) 10%; *c*) 25%; *d*) 40%; *e*) 50%.
7. ¿Cuál será el porcentaje en masa de una disolución que se ha preparando disolviendo en 120 g de agua, 30 g de cloruro de potasio (KCl)?
8. ¿Qué volumen de alcohol a 80% se puede preparar si sólo se dispone de 200 mL de alcohol isopropílico puro?
9. ¿Cuál es la concentración en g/L, cuando se disuelven 700 mg de Na_2SO_4 en 250 mL de agua destilada?
10. ¿Qué peso de NH_4Cl se necesita para preparar 100 mL de una disolución que tenga 70 mg/mL de NH_4Cl?



Corteza terrestre, fuente de materiales útiles para el hombre

Índice del capítulo



CORTEZA TERRESTRE, FUENTE DE MATERIALES ÚTILES PARA EL HOMBRE

Es preciso mencionar que el uso de la materia por el hombre ha sido la actividad inspiradora de la civilización. Los orígenes de la utilización de los materiales no pueden precisarse con certidumbre, tanto en lo temporal como en lo geográfico.

Conforme evoluciona la necesidad de elevar su calidad de vida, el hombre ha enfrentado, en muchos casos con éxito, los problemas que implica la sustitución de materiales agotados o de difícil elaboración por otros más adecuados y de fácil obtención. Un material es la sustancia o elemento utilizado para fabricar un objeto. O también se puede definir como la sustancia de la que está hecho un objeto.

La interrelación de los materiales con la sociedad ha estado determinada principalmente en las siguientes cinco áreas fundamentales: a) vivienda, b) alimentación, c) energía, d) comercio y e) cultura.

Cada una de estas áreas interactúa con las otras de una manera muy compleja. ha determinado y determinará lo que el hombre ha sido y será capaz de hacer en cualquier etapa de su historia. Así, se tienen materiales comestibles, combustibles, cultivables, forjables y moldeables, explosivos, magnéticos y para la impresión de libros, así como materiales sintéticos entre los que se encuentran los plásticos, semiconductores y combustibles nucleares.

4.1 Minerales, ¿la clave de la civilización?

¿Dónde y en qué forma física se encuentran los minerales? ¿Qué tan abundantes son?, y ¿cómo se extraen y separan los materiales?

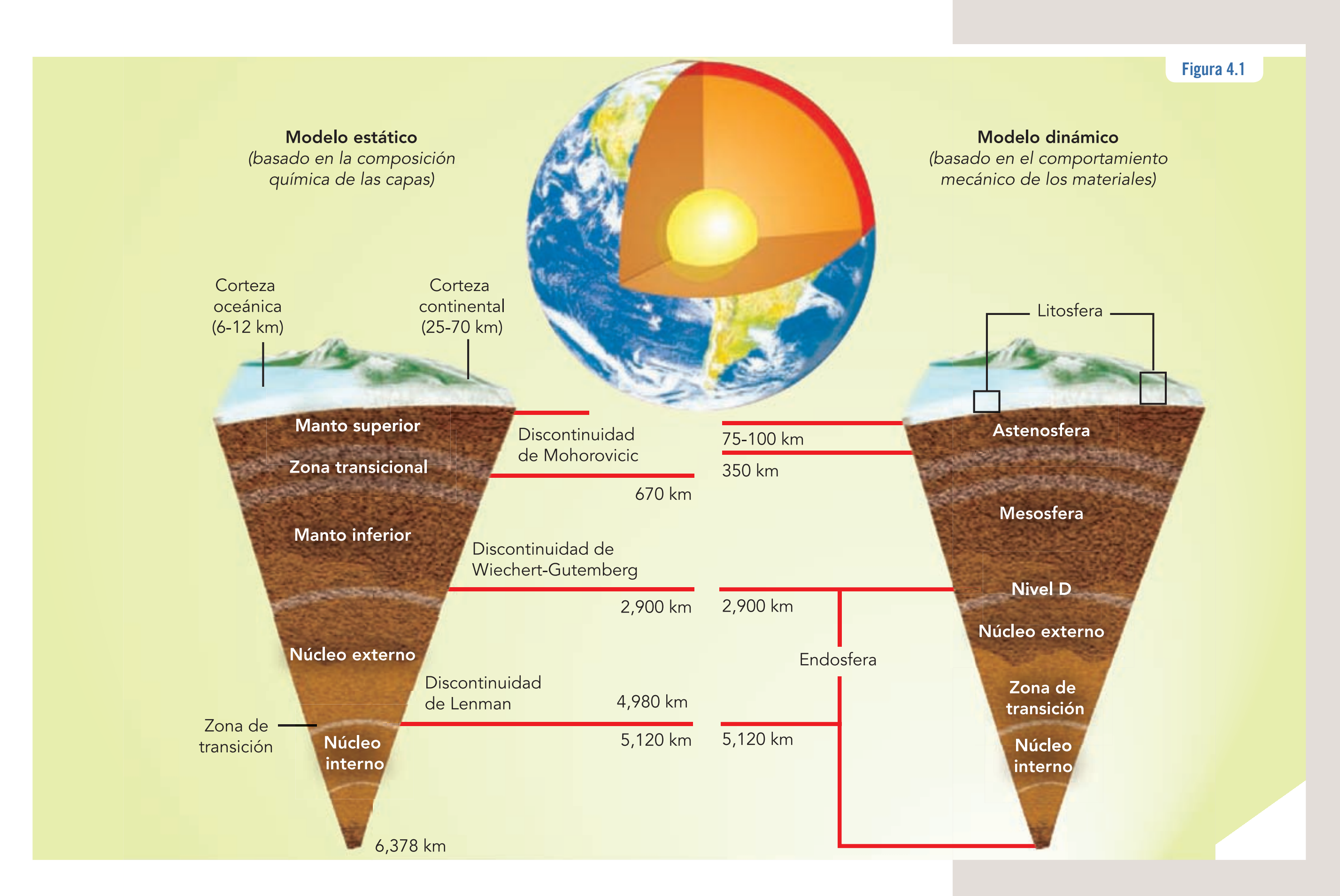
El verdadero aprovechamiento de los materiales con un objetivo industrial masivo empezó, cuando mucho, hace apenas tres siglos en lo que se refiere a los minerales. En el caso del petróleo, esto es aún más dramático, ya que su explotación se inició alrededor de principios del siglo XX y se prevé su agotamiento para mediados del siglo XXI. Cómo responder a las siguientes preguntas: ¿Hasta qué punto depende la humanidad de los recursos minerales que explota y consume? ¿Podrían verdaderamente llegar a agotarse algunos recursos minerales? ¿Sobreviviría la humanidad si se extinguieran algunos de ellos?

Con el término "minerales" se agrupa a los diferentes tipos de materia que conforman casi todo el planeta. Por ejemplo, en la corteza terrestre abundan los silicatos, los óxidos y los sulfuros. A su vez, para sistematizar su clasificación, los minerales pueden agruparse en orgánicos, inorgánicos y energéticos (que bien podrían considerarse dentro de los orgánicos). Ejemplos más particulares de los minerales son las rocas, los metales, el agua, el petróleo, el carbón, entre otros.

La Tierra es un sistema físico que alberga a todos los diversos tipos de recursos para formar minerales. Nuestro planeta tiene un tamaño muy grande pero finito, ya que su masa es de alrededor de 6×10^{21} toneladas de materiales, y con toda la actividad industrial contemporánea, el hombre ya ha alcanzado a procesar en varias formas cifras cercanas a las 1×10^{10} toneladas de materiales por año.

Modelos de la estructura de la geosfera

Al interior de la Tierra también se le conoce con el nombre de geosfera, y si se intenta hacer un estudio directo, sólo se puede profundizar pocos kilómetros, por lo que se necesitan métodos indirectos. Se presentan dos modelos que intentan explicar cómo es la estructura interior de nuestro planeta. Está claro que está formado por varias capas, y en esto coinciden todos los modelos. Pero las investigaciones sobre el interior de la Tierra se han centrado en dos aspectos: en la composición de los materiales que forman las distintas capas del planeta y en el comportamiento



▲ Modelos de la estructura de la Tierra.

mecánico de dichos materiales (su elasticidad, plasticidad, el estado físico, etc.) Por eso, se distinguen dos modelos que presentan diferentes capas, aunque coinciden en muchos puntos: el estático y el dinámico.

Los minerales que forman las rocas y los fósiles que se han encontrado en ellas nos han permitido descifrar parte de la historia de la vida en nuestro planeta. A continuación se presenta un cuadro con sitios y fechas aproximadas de minerales con mayor antigüedad (cuadro 4.1):

Cuadro 4.1 Minerales con mayor antigüedad y lugares en que se encuentran.

Sitio	Fecha aproximada	Materiales
Sialk I-III (Irán)	4 500-4 000 a. C.	Objetos de cobre, botones de plata
Chagar-Bazar (Irak)	Finales del quinto milenio a.C.	Piezas de plomo, objetos de cobre
Arpachiyan (Irak)	Finales del quinto milenio a.C.	Cuentas de cobre
Mersin (Anatolia)	Finales del quinto milenio a.C.	Objetos de cobre
Beycesultean (Anatolia)	Finales del quinto milenio a.C.	Anillos de plata, objetos de cobre
Chagar-Bazar (Irak)	3 000 a. C.	Cúmulos de hierro terrestre
Tell Asnar	2 700 a. C.	Espada u hojas de daga de hierro terrestre

Los restos de vida más antiguos se encuentran en rocas que datan de aproximadamente 3 500 millones de años y tienen estructuras peculiares de carbonatos de calcio que se conocen como estromatolitas, pues se formaron y cubrieron por una rejilla de cianobacterias (algas) marinas fosilizadas.

El análisis químico de estas rocas muestra que las cianobacterias fueron vegetales marinos con clorofila y, como tales, fotosintetizadores. El oxígeno desprendido por la fotosíntesis se fue disolviendo de manera gradual, acumulándose en el agua de mar hasta que la cantidad de oxígeno llegó a una concentración tal que empezó a escapar a la atmósfera, llegando a la formación de la moderna tropósfera, rica en oxígeno, y al filtro de radiación ultravioleta de la capa de ozono, en la estratósfera, que hicieron posible la existencia de vida en la Tierra, lo cual se manifiesta en la aparición de sedimentos rojos formados por la oxidación del hierro en rocas de casi 2 500-2 800 millones de años de antigüedad.

Los yacimientos de fierro más importantes en el aspecto económico deben su existencia a las cianobacterias. El oxígeno que éstas desprendieron en los antiguos océanos se combinaba con el hierro disuelto (como Fe^{2+}) y cambiaba su estado a una forma menos soluble (Fe^{3+}), precipitando en la disolución y asentándose en el fondo del océano, con lo que se formaron sedimentos. Después de millones de años, estos sedimentos constituyeron, por ejemplo, los gruesos depósitos del gran Lago Salado, en el estado de Utha, EUA, que es uno de los yacimientos más grandes del mundo, desde el punto de vista de extracción y aprovechamiento.

Éste es uno de los múltiples ejemplos de cómo la vida, la atmósfera y la corteza terrestre han interactuado durante miles de millones de años para dar paso a la civilización actual.

Se ha determinado que, de todos los elementos que forman la corteza terrestre, el que alcanza el mayor porcentaje es el oxígeno, según la tabla 4.1:

Tabla 4.1 Principales elementos que componen la corteza terrestre.

Elemento	Porcentaje
Oxígeno	46.60
Silicio	27.72
Aluminio	8.13
Hierro	5.00
Calcio	3.63
Sodio	2.83
Potasio	2.59
Magnesio	2.5
Resto de los elementos (cobre, plomo, zinc, níquel, estaño, mercurio y oro)	1.41

Los minerales en explotación se agrupan en tres categorías: **metálicos**, **no metálicos** y **energéticos**. Los minerales metálicos incluyen el hierro, cobre, plomo y zinc, que alcanzan una participación global de 20% de la producción total de minerales. Los no metálicos comprenden las potasas, los fosfatos, el azufre, los diamantes, entre otros. Su participación es baja ya que sólo alcanzan 5% de la producción total. Los energéticos (combustibles fósiles y materiales radiactivos) presentan un tipo de explotación considerable, ya que participan con 75% del total de la producción de minerales. El petróleo representa la fuente energética más importante del mundo contemporáneo y su explotación industrial comenzó en 1859 con la apertura del primer pozo en Pensilvania, EUA. Sus derivados abarcan la gasolina, el diesel, los gases condensables butano y propano, y los gases no condensables, base de la petroquímica, con los que se fabrican plásticos, detergentes, abonos, insecticidas y fibras sintéticas. Otras fuentes energéticas importantes son el gas natural, el carbón (en sus tres variedades: antracita, hulla y lignito) y los minerales

radiactivos que han tenido una utilización paulatina y generalizada, aunque muy controvertida. Su uso actual en los reactores nucleares se critica mucho tras los accidentes nucleares en diversos reactores.

4.1.1 Principales minerales de la República Mexicana

La **minería** es una actividad económica fundamental para el país**.** Se considera **primaria** (pues los minerales se toman directamente de la naturaleza), ya que abarca la *exploración, la explotación y el aprovechamiento de los minerales*. Se presenta una amplia variedad de minerales de la Tierra. Los hay **sólidos** (oro y níquel), **líquidos** (mercurio o el petróleo), **quebradizos** (yeso o cal) y **gaseosos** (gas natural). Se encuentran acumulados en lugares conocidos como yacimientos al aire libre o en el subsuelo a diferentes niveles de profundidad.

Desde el punto de vista económico, los minerales se clasifican en **concesibles** y **no concesibles**; según se requiera permiso o no del gobierno (Secretaría de Economía) para su explotación.

Cuadro 4.2 Clasificación de minerales desde el punto de vista económico.

Minerales concesibles	Minerales no concesibles
Oro, plata, cobre, zinc, coque, fierro, manganeso, azufre, barita, caolín, celestita, diatomita, dolomita, fluorita, feldespato, fosforita, grafito, sal, sulfato de sodio, sulfato de manganeso, wallastonita y yeso, entre otros.	Básicamente son los que se utilizan para la construcción, como arena, mármol, tezontle y cantera, entre otros. Otros minerales que sólo el gobierno puede explotar son los hidrocarburos (petróleo) y los minerales radiactivos (uranio).

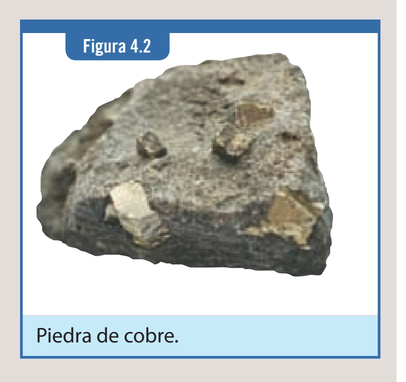
Las minas más antiguas se encuentran en los estados de Zacatecas, Hidalgo y Guanajuato. En la actualidad, nuestro país, ocupa el segundo lugar a nivel mundial en la producción de plata, bismuto y fluorita; destaca en la producción de arsénico, plomo, cadmio, antimonio, zinc, barita, grafito y yeso, entre otros.

Cuadro 4.3 Producción de minerales en México (INEGI, 2006).

Minerales metálicos	Producción anual (kg)	Lugar mundial
Plata	2 970	2º
Oro	38 961	9º
	Producción en miles de toneladas	**Lugar mundial**
Bismuto	1 186	2º
Arsénico	1 595	5º
Plomo	135	5º
Cadmio	1 399	6º
Antimonio	778	6º
Zinc	479	6º
Molibdeno	2 519	8º
Manganeso	124	8º
Cobre	334	12º
Fierro	7	13º

(Continúa)

Figura 4.2



Piedra de cobre.

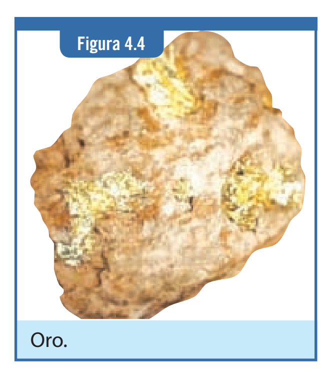
Minerales no metálicos	Producción (miles de toneladas)	Lugar mundial
Fluorita	936	2º
Barita	200	6º
Grafito	12	6º
Yeso	5 951	7º
Feldespato	459	9º
Azufre	1 074	13º

Figura 4.3



Zinc.

Figura 4.4



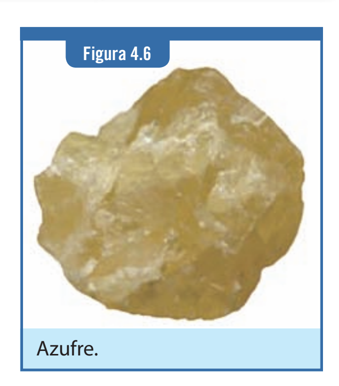
Oro.

Figura 4.5



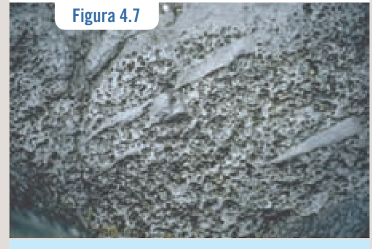
Calcio.

Figura 4.6



Azufre.

Figura 4.7



Plata.

Figura 4.8



Sal.

Cuadro 4.4 Minerales que exporta México (INEGI, 2006).

Producto	Miles de pesos	Principales países de destino
Minerales preciosos		
Plata	22 005 671	EUA
Metales industriales		
Zinc	4 952 2004	EUA
Cobre	2 026 565	EUA
Fierro	201 359	Venezuela
Plomo	152 939	EUA
Manganeso	14 622	EUA
Minerales no metálicos		
Sal	544 887	Japón
Azufre	225 444	EUA
Fluorita	165 827	EUA
Yeso	121 170	EUA
Barita	2 228	EUA

Al observar a nuestro alrededor, muchos de los objetos que utilizamos diariamente son metales, como las ollas, las cucharas, los cuchillos, los tenedores, las herramientas, los automóviles, los barcos, los aparatos electrodomésticos, los muebles, etcétera.

Para obtener un metal puro y que es posible refinar para su utilización en las diferentes industrias, se emplean diversos procesos que constituyen la metalurgia, ésta

nos permite obtener sus menas a partir de la reducción de sus minerales. Dichas menas representan la parte importante para obtener metales en estado puro (la ganga es la que contiene las impurezas de un mineral).

Cuadro 4.5 Minerales que importa México (INEGI, 2006).

Producto	Miles de pesos	País de origen
Minerales metálicos		
Cobre	8758324	Chile
Aluminio	2708048	Venezuela
Fierro	1942664	Brasil
Níquel	410284	Canadá
Estaño	293450	EUA
Minerales no metálicos		
Fosforita	1107482	Brasil
Carbón mineral	734573	Canadá
Coque	459787	EUA
Arcillas	330934	EUA

Algunos metales como el oro, la plata, el cobre, el zinc y el estaño se encuentran en estado libre o nativo en la naturaleza. Otros se hallan integrados en diversos compuestos en forma de óxidos, sulfuros y carbonatos, por ejemplo, PbS (sulfuro de plomo o galena), Cu_2O (óxido cuproso o cuprita), AgS (sulfuro de plata o argentita), ZnS (sulfuro de zinc o blenda), $CuFeS_2$ (sulfuro doble de cobre y fierro o calcopirita), $Al_2O_3.2H_2O$ (óxido de aluminio dihidratado o bauxita), Fe_3O_4 (óxido férrico o magnetita) y $FeCO_3$ (carbonato ferroso o siderita).

La tradicional riqueza minera de México está determinada por su historia geológica; así, los más importantes centros mineros se localizan en las zonas montañosas del norte del país.

A pesar de haber disminuido la importancia de esta actividad productiva, México ocupa aún el primer lugar en la producción de plata y es uno de los mayores productores de bismuto, grafito, antimonio, arsénico, barita y azufre; asimismo, es un importante productor de oro, zinc, cobre y hierro.

Por otra parte, es el sexto productor mundial de petróleo, mismo que constituye el primer rubro de exportación del país.

La evolución de la minería ha estado influida por la situación de aquellos otros sectores que demandan como insumos sus productos, y por la persistente debilidad de los mercados internacionales para los mismos. La extracción y el beneficio del mineral de hierro se incrementó gracias a la mayor demanda para la fundición de este metal en el sector manufacturero.

En relación con los productos, en el periodo enero-agosto de 1997, las mayores producciones correspondieron al yeso (2848155 toneladas) y al óxido de silicio (1040405 toneladas).

La balanza comercial presentó un descenso de 241 millones de dólares en 1997 respecto al año anterior; este comportamiento se explica principalmente por el saldo deficitario a raíz de un incremento de 20.2% de las importaciones.

En cuanto a la producción industrial, la minería aportó 8.3% al producto nacional (51081 millones de dólares). La actividad industrial derivada se fijó en 9.8% en agosto de 1997, mientras que en las mismas fechas del año anterior fue tan solo de 2.0%, datos que muestran la clara recuperación del sector.

Si tenemos en cuenta las distintas ramas económicas es posible observar un crecimiento generalizado en las cifras obtenidas en 1996 y todo apunta, de acuerdo con el cuadro 4.5, a que en las cifras finales de 1997 se mantendrán estos crecimientos e incluso serán aún mayores en las distintas ramas.

Cuadro 4.6 Índice físico de la producción minera por rama de actividad económica.

Base 1993 = 100			
Rama	1995	1996	1997[1]
Extracción y beneficio de carbón y granito	114.1	28.7	125.1
Extracción de petróleo crudo y gas natural	98.8	107.9	112.1
Extracción y beneficio de mineral de hierro	102.6	112.6	111.3
Extracción y beneficio de minerales metálicos no ferrosos	114.8	117.9	122.5
Explotación de canteras y extracción de arena y grava	87.8	91.9	100.7
Extracción y beneficio de otros minerales no metálicos	118.7	142.9	126.3
Total	99.8	108.0	111.9

[1] Enero-agosto.
Fuente: INEGI, Sistema de Cuentas Nacionales de México.

Producción minero-metalúrgica en toneladas

Mineral	1993	1994	1995	1996	1997[1]
Metales no ferrosos[2]					
Plomo	179.675	163.381	179.741	167.115	121.248
Cobre	301.097	302.697	339.347	327.976	223.774
Zinc	334.232	357.143	354.673	348.329	246.889
Antimonio	1.494	1.757	1.783	984	683
Arsénico	4.447	4.439	3.620	2.943	2.039
Bismuto	911	1.048	994	1.071	1.268
Estaño	1	3	1	2	1
Cadmio	1.436	1.852	1.756	1.814	1.221
Tungsteno	0	0	286	189	124
Molibdeno	2.577	2.614	3.881	4.202	3.239
Minerales no metálicos[3]					
Azufre[4]	906.000	877.000	882.414	921.349	608.312
Grafito	40.000	30.000	34.388	40.412	32.726
Barita	123.000	86.000	248.369	470.028	165.372
Dolomita	460.000	601.000	931.770	929.933	617.981
Fluorita	282.000	323.000	522.657	523.970	313.033
Sílice[5]	1.310.000	1.360.000	1.292.265	1.424.824	1.040.405
Yeso	2.837.000	3.428.000	3.447.840	3.758.923	2.848.155
Fosforita	228.000	537.000	622.359	682.079	478.254

(Continúa)

Mineral	1993	1994	1995	1996	1997[1]
Wallastonita	1.010	284	0	2.524	1.838
Celestita	69.754	111.485	138.340	141.140	86.670
Feldespato	122.752	134.440	121.780	139.970	102.593
Caolín	12.356	8.927	6.824	14.215	6.536

(1) Enero-agosto.
(2) Contenido metálico.
(3) Volumen del mineral.
(4) Volumen del mineral. Incluye la extracción minera y el obtenido en la refinación del petróleo crudo.
(5) Volumen del mineral. Incluye la arena para vidrio y cuarzo.
Fuente: INEGI y Secretaría de Energía, Minas e Industria.

Cuadro 4.7 Índice de volumen físico de la producción minera.

Base 1990 = 100						
Concepto	**1970**	**1980**	**1989**	**1993**	**1994**	**1995**
Incluido el petróleo	27.0	82.5	96.7	104.7	105.4	103.9
Excluido el petróleo	51.3	81.9	91.8	104.0	105.4	107.7

Fuente: Comisión Económica para América Latina y el Caribe.

Tabla 4.2 Elementos importantes para México por su abundancia o escasez.

Aluminio (Al)

Metal ligero, resistente a la corrosión y al impacto, se puede laminar e hilar, por lo que se le emplea en construcción, en partes de vehículos, aviones y utensilios domésticos. Se extrae de la bauxita, que contiene alúmina (Al_2O_3) por reducción electrolítica. México carece de bauxita, pero en Veracruz hay una planta que produce lingotes de aluminio.

Azufre (S)

No metal sólido de color amarillo que se encuentra en yacimientos volcánicos y aguas sulfuradas. Se emplea en la elaboración de fertilizantes, medicamentos, insecticidas, productos químicos y petroquímicos; se recupera de los gases amargos en los campos petrolíferos, como en Cd. Pemex, Tabasco.

Cobalto (Co)

Metal de color blanco que se emplea en la elaboración de aceros especiales debido a su alta resistencia al calor, la corrosión y la fricción. Se emplea en herramientas mecánicas de alta velocidad, imanes y motores. En forma de polvo se utiliza como pigmento azul para el vidrio. Además, es un catalizador; su isótopo radiactivo se emplea en el Instituto Nacional de Investigaciones Nucleares (ININ) de México, porque produce radiaciones gamma. Se han encontrado minerales oxidados y sulfuros en Sonora, Jalisco, Michoacán, Puebla y Oaxaca.

Cobre (Cu)

Metal de color rojo que, al entrar en contacto con el aire húmedo, se carbonata y adquiere un color verde. Es conocido desde la antigüedad; se emplea principalmente como conductor eléctrico y también para hacer monedas y aleaciones como el latón y el bronce. Entre los distritos mineros que lo producen están Sonora, Zacatecas y Chihuahua.

(Continúa)

Hierro (Fe)

Metal dúctil, maleable, de color gris negruzco, conocido desde la antigüedad; se oxida al contacto con el aire húmedo. Se extrae de minerales como hematita, limonita, pirita, magnetita y siderita. Se le emplea en la industria, el arte y la medicina, para fabricar acero, cemento o fundiciones de metales no ferrosos; se encuentra contenido en la hemoglobina de la sangre. En el país hay unos 250 depósitos que están en Baja California, Colima, Jalisco, Chihuahua, Durango, Guerrero y Michoacán.

Flúor (F)

Este no metal está contenido en la fluorita, $Ca_3(PO_4)_2$. Los huesos y los dientes lo contienen. Tiene aplicaciones en la elaboración de detergentes, plásticos, lacas, cerillos, explosivos, refinación del azúcar, industria textil, fotografía, fertilizantes, cerámica, pinturas, alimentos para ganado y aves. Los yacimientos mexicanos de roca fosfatada se localizan en Coahuila, Zacatecas, Nuevo León y Baja California.

Mercurio (Hg)

Metal líquido a temperatura ambiente, de color blanco brillante, es resistente a la corrosión y buen conductor eléctrico. Se emplea en la fabricación de instrumentos de precisión, baterías, termómetros, barómetros, amalgamas dentales, armas, para preparar cloro, sosa cáustica, medicamentos, insecticidas, fungicidas y bactericidas. Los yacimientos de mercurio de la república se encuentran en más de 15 estados entre los que destacan Querétaro, Zacatecas, Durango, San Luis Potosí y Guerrero. Se le obtiene principalmente del cinabrio, que contiene HgS.

Plata (Ag)

Metal de color blanco cuyo uso tradicional ha sido la acuñación de monedas y la manufactura de vajillas y joyas. Se emplea en fotografía, aparatos eléctricos, aleaciones, soldaduras. Entre los estados productores están Guanajuato, San Luis Potosí, Zacatecas e Hidalgo. La producción de plata de México se obtiene como subproducto del beneficio de los sulfuros de plomo, cobre y zinc que la contienen. Recientemente se ha sustituido su uso en monedas por una aleación de cobre-níquel.

Plomo (Pb)

Metal blando, de bajo punto de fusión, bajo límite elástico, resistente a la corrosión; se le obtiene del sulfuro llamado galena, PbS. Se usa en baterías o acumuladores, pigmentos de pinturas, linotipos, soldaduras e investigaciones atómicas. Se produce en 17 estados, entre ellos Chihuahua y Zacatecas. Otros productos que se obtienen o se pueden recuperar de los minerales que lo contienen son cadmio, cobre, oro, plata, bismuto, arsénico, telurio y antimonio.

Oro (Au)

Metal de color amarillo, inalterable, dúctil, brillante; sus propiedades y su rareza lo hacen excepcional y de gran valor. Es el patrón monetario internacional. En la naturaleza se encuentra asociado con el platino, a la plata y al telurio en algunos casos. Sus aleaciones se emplean en joyería y ornamentos, piezas dentales y equipos científicos de laboratorio. Recientemente se ha sustituido su uso en joyería por el iridio y el rutenio, y en piezas dentales por platino y paladio. Los yacimientos en el país son escasos, pero los hay en Chiapas, Chihuahua, Durango, Guanajuato, Guerrero, Hidalgo, Oaxaca, Michoacán, San Luis Potosí y Zacatecas.

Uranio (U)

Se utiliza como combustible nuclear; es un elemento raro en la naturaleza y nunca se presenta en estado libre, 150 minerales lo contienen. El torio se encuentra asociado con el uranio. En México este mineral está regido por la ley promulgada en 1949, que declara como “reservas mineras nacionales” los yacimientos de uranio, torio y demás sustancias de las que se puedan obtener isótopos para producir energía nuclear. En el ININ, Estado de México, se realizan trabajos con este tipo de materiales.

Actividad de aprendizaje

Contesta la siguiente pregunta apoyándote en el texto que se te presenta.

¿Cuál será el impacto de los nuevos materiales en la sociedad?

La sociedad actual es muy exigente en cuanto a la calidad de vida que desea tener: más comodidad, mejores alimentos, ropa, artículos electrodomésticos, aparatos electrónicos, computadora, automóvil, perfumes, casa, jardines y más. Esto se consigue por medio de un esfuerzo sostenido respecto a la superación personal o familiar. Asimismo, las personas buscan y practican algún deporte o pasatiempo. Los científicos, pendientes de descubrir nuevos materiales, usan de manera combinada a las disciplinas científicas: electrónica, computación, robótica, química, física, telecomunicaciones, construcción, entre otras. Como resultado, se ven inmersas en un universo fabricado a partir de materiales de naturaleza metálica, polimérica, cerámica y todas sus posibles combinaciones. Estos materiales sustentan nuestro bienestar presente y hacen factible nuestro progreso futuro.

Han sido tan importantes los materiales en la vida del hombre que los historiadores han clasificado las primeras edades de la humanidad según los materiales utilizados; así han surgido las edades de la Piedra, del Bronce y del Hierro.

Podemos afirmar que en los albores del siglo XXI nos encontramos al comienzo de una nueva etapa marcada por el devenir de los nuevos materiales. No es difícil imaginar el impacto que la investigación en nuevos materiales tendrá en el futuro próximo en la sociedad actual. Toda nueva tecnología (desde el tren de alta velocidad a las pequeñas baterías de nuestros teléfonos móviles, pasando por los implantes quirúrgicos) necesita el desarrollo de un conjunto amplio de materiales con propiedades muy específicas; sin ellos estas tecnologías no podrían ser operativas.

Los científicos han desarrollado nuevos materiales (cerámicos, poliméricos, magnéticos), así como sus aplicaciones más relevantes, como en nanotecnología, medicina, energía, medio ambiente y láseres de estado sólido. Finalmente, se ha elegido la radiación sincrotrón como técnica de caracterización de estos materiales.

Actividad de aprendizaje

A continuación se lista una serie de actividades que te ayudarán a contestar la pregunta central.

Escribe un informe de una cuartilla que incluya cinco ventajas y cinco desventajas de vivir en un mundo tecnológicamente más avanzado y globalizado por las tecnologías de información y comunicación, en relación con la calidad de vida que se tiene por los nuevos materiales descubiertos.

Utiliza las siguientes preguntas para orientar tu informe:

1. ¿Qué sería mejor para ti, dormir en una cama de piedra o en una de madera o metal y su colchón de poliuretano? ¿Por qué?
2. ¿Qué prefieres ver la TV a colores o en blanco y negro?
3. ¿Te gustaría usar ropa que no se lave o planche?
4. ¿En dónde prefieres escuchar a tu artista favorito, en un ipod o en un reproductor mp3?
5. ¿Qué tipo de alimentos prefieres, los preparados en casa o la *fast food* (comida rápida)?
6. ¿De qué manera cambiaría tu vida diaria si no tuvieras internet, televisión, radio, cine, teléfono celular o ipod?
7. ¿Te gusta estar bien informado?¿Por cuál medio?¿Por qué?
8. Al transportarte de un lugar a otro, ¿qué medio prefieres? ¿Por qué?
9. ¿Te aburren los programas de TV que no tienen calidad en su contenido o presentan fallas de recepción y transmisión?

(*Continúa*)

Actividad de aprendizaje

(Continuación)

10. ¿Qué otros descubrimientos faltan por hacer en la sociedad actual? ¿Cómo cuales? Enúncialos.

11. ¿Te gustaría viajar de una manera diferente a las establecidas actualmente? ¿Cuál?

4.1.2 Metales, no metales y semimetales. Ubicación en la tabla periódica. Propiedades físicas. Electronegatividad. Propiedades químicas. Serie de actividad de los metales

Metales, no metales y semimetales

En la tabla periódica se distinguen dos regiones de elementos: los metálicos a la izquierda y cuyo comportamiento es perder electrones convirtiéndose en cationes. La otra región está a la derecha y corresponde a los no metales, cuyo comportamiento es ganar electrones con lo que se transforman en aniones.

Figura 4.9

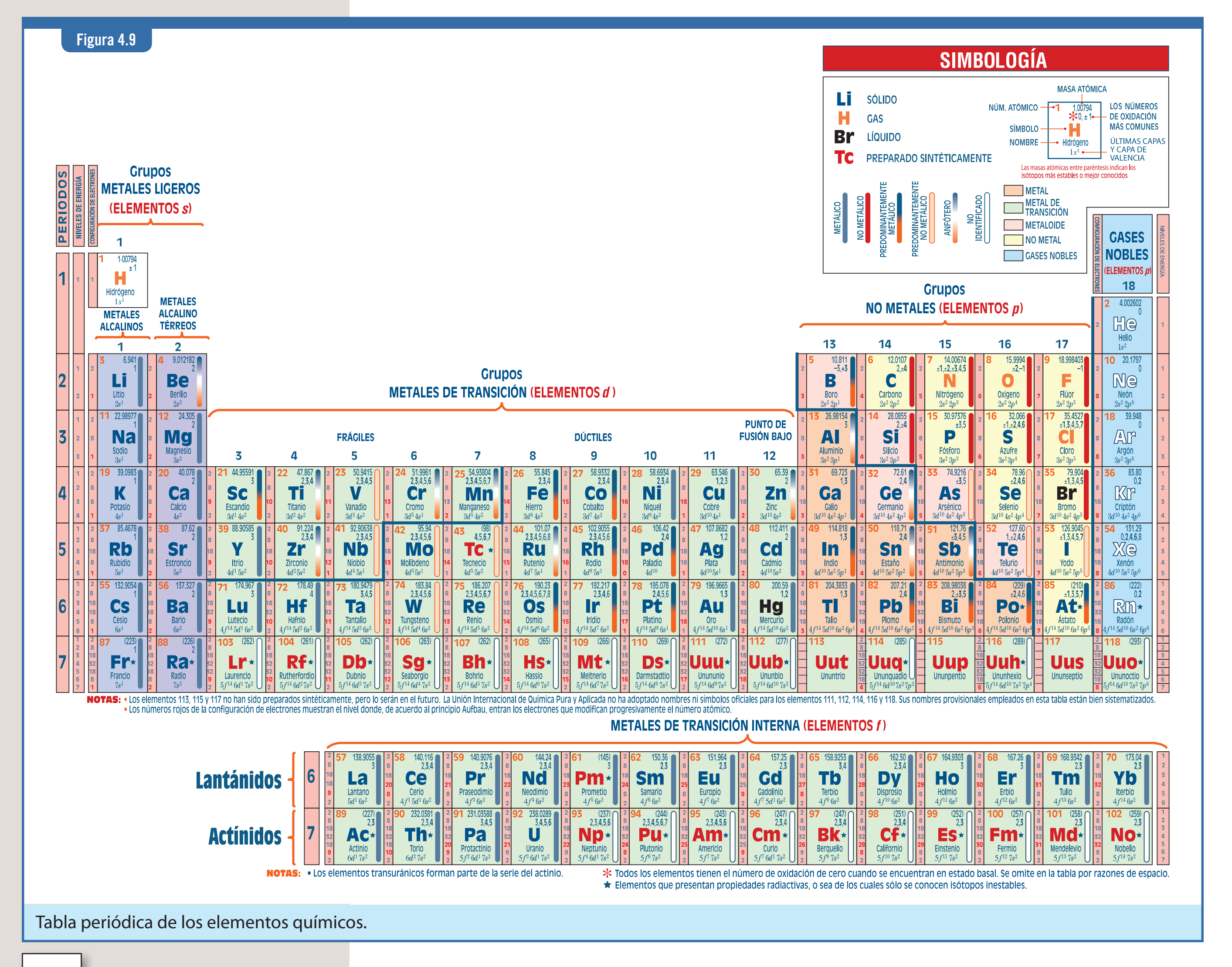


Tabla periódica de los elementos químicos.

El carácter **metálico** en la tabla aumenta de arriba hacia abajo en un grupo y de derecha a izquierda en un periodo. El carácter **no-metálico** aumenta de abajo hacia arriba en un grupo y de izquierda a derecha en un periodo. Así, el elemento más metálico es el francio (Fr) y el elemento más no metálico es el flúor (F). Aproximadamente 78% de los elementos son metales, 10% son no metales, 5.5% son gases nobles y el resto son metaloides.

Metaloides o semimetales

Son los elementos que se encuentran en la región fronteriza entre metales y no metales. Su comportamiento en unos casos corresponde al de un metal además de su aspecto, y en otros casos se parece al de un no metal: Al, Si, Ge, As, Sb, Te, At. Algunos autores opinan que el término metaloide está mal empleado para estos elementos y que el más apropiado sería "semimetales".

Elementos representativos y de transición

Se llaman elementos representativos de la valencia y el carácter. Los elementos de los subgrupos A tienen orbitales ***s*** o ***p*** para su electrón diferencial o electrones de valencia. Los elementos con electrones de valencia en orbitales ***d*** se llaman **elementos de transición** y corresponden a los subgrupos B. Dentro de estos elementos están los **lantánidos y actínidos** que se llaman **elementos de transición interna**, pues sus electrones ocupan orbitales ***f***.

Número de elementos por periodo

En el primer periodo	($n = 1$)	2 elementos	s^2
En el segundo periodo	($n = 2$)	8 elementos	s^2p^6

Figura 4.10

Bloque del subnivel s — Elementos de transición, Bloque del subnivel d — Bloque del subnivel p

Periodo	Subniveles que se van llenando	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1s	H 1																	He 2
2	2s2p	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	3s3p	Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	4s3d4p	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
5	5s4d5p	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Ph 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
6	6s4f5d6p	Cs 55	Ba 56	Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86
7	7s5f6d7p	Fr 87	Ra 88	Lr 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds (110)	Uuu (111)	Uub (112)	Uut (113)	Uuq (114)	Uup (115)	Uuh (116)	Uus (117)	Uuo (118)

Tierras raras — Bloque del subnivel f

Periodo	Subniveles	Serie														
6	4f	Serie de los lantánidos	La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70
7	5f	Serie de los actínidos	Ag 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102

En el cuarto periodo	(n = 4)	18 elementos	$s^2p^6d^{10}$
En el sexto periodo	(n = 6)	32 elementos	$s^2p^6d^{10}f^{14}$

El séptimo periodo está incompleto y tiene 21 elementos.

Ubicación en la Tabla periódica

Nombres de las familias o grupos representativos		
1	Grupo I	Metales alcalinos (de álcali, cenizas)
2	Grupo II	Metales alcalinotérreos (de cenizas en la tierra)
13	Grupo III	Familia del boro
14	Grupo IV	Familia del carbono
15	Grupo V	Familia del nitrógeno
16	Grupo VI	Familia del oxígeno o calcógenos
17	Grupo VII	Halógenos (formadores de sal)
18	Grupo 0	Gases nobles, raros o inertes (sin actividad)

El helio se encuentra en el aire; el neón y el kriptón se utilizan en iluminación por los brillantes colores que emiten al ser excitados; el radón es radiactivo.

Grupo I (1), metales alcalinos
Con excepción del hidrógeno, todos son blancos, brillantes, muy activos y se les encuentra combinados en forma de compuestos. Es preciso que se guarden en atmósfera inerte o bajo aceite. Los de mayor importancia son el sodio y el potasio; sus sales tienen usos industriales en gran escala.
Grupo II (2), metales alcalinotérreos
Estos elementos son muy activos, aunque no tanto como los del grupo I. Son buenos conductores del calor y la electricidad, son blancos y brillantes. Sus compuestos son generalmente insolubles como los sulfatos, los carbonatos, los silicatos y los fosfatos. El radio es un elemento radiactivo.
Grupo III (13), familia del boro
El boro es menos metálico que los demás. El aluminio es anfótero. El galio, el indio y el talio son raros y existen en cantidades mínimas. El boro tiene gran importancia y requiere un estudio especial.
Grupo IV (14), familia del carbono
El estudio de los compuestos del carbono corresponde a la química orgánica. El carbono elemental existe como diamante y grafito. El silicio comienza a ser estudiado ampliamente por su parecido con el carbono. Los elementos restantes tienen más propiedades metálicas.
Grupo V (15), familia del nitrógeno
Se considera a este grupo como el más heterogéneo de la tabla periódica. El nitrógeno está presente en compuestos como proteínas, fertilizantes y explosivos y es constituyente del aire. Como se puede ver, se trata de un elemento tanto benéfico como perjudicial. El fósforo tiene ya una química especial de estudio, sus compuestos en general son tóxicos. El arsénico es un metaloide venenoso. El antimonio tiene gran parecido con el aluminio, sus aplicaciones son más similares a las de un metal.

(Continúa)

Grupo VI (16), calcógenos
Los cinco primeros elementos son no metálicos, el último, el polonio, es radiactivo. El oxígeno es un gas incoloro constituyente del aire, el agua y la tierra. El azufre es un sólido amarillo y sus compuestos por lo general son tóxicos o corrosivos. La química del telurio y el selenio es compleja.
Grupo VII (17), halógenos
Los formadores de sales se encuentran combinados en la naturaleza por su gran actividad. Estos elementos forman sales con los de los grupos I y II y se encuentran en los mares. Las propiedades de los halógenos son muy semejantes. La mayoría de sus derivados son tóxicos, irritantes, activos y tienen gran aplicación tanto en la industria como en el laboratorio. El astatinio o astato difiere un poco del resto del grupo.
Elementos de transición
Estos elementos no son tan activos como los representativos, todos son metales y por tanto son dúctiles, maleables, tenaces con altos puntos de fusión y ebullición, conductores del calor y la electricidad. Poseen orbitales semillenos y debido a esto presentan variabilidad en su estado de oxidación. Según su estado de oxidación, sus compuestos son coloridos.

Propiedades físicas

a) De los metales

Los metales son insolubles en agua y en otros disolventes (como el alcohol), con excepción de los elementos metálicos de los grupos 1 y 2, que reaccionan enérgicamente con el agua.

Son sólidos a excepción del mercurio (Hg), el galio (Ga), el cesio (Cs) y el francio (Fr), que son líquidos. Presentan aspecto y brillo metálicos. Son buenos conductores del calor y la electricidad; son dúctiles y maleables; algunos son tenaces y otros blandos. También presentan fenómenos de ferromagnetismo, diamagnetismo y paramagnetismo; ejemplos de elementos ferromagnéticos pueden ser: hierro (Fe), cobalto (Co), níquel (Ni) (son fuertemente atraídos por un imán); elementos paramagnéticos: escandio (Sc), tecnecio (Tc),cromo (Cr) (débilmente atraídos por campos magnéticos); elementos diamagnéticos: cobre (Cu), zinc (Zn), plata (Ag), oro (Au) (no son atraídos por campos magnéticos). Sus puntos de fusión y de ebullición son altos.

b) De los no metales

Se presentan en los tres estados físicos de agregación (sólido, líquido y gaseoso). No poseen aspecto ni brillo metálico. Son malos conductores del calor y la electricidad. No son dúctiles, maleables o tenaces. Se reducen por ganancia de electrones. Su molécula está formada por dos o más átomos; por ejemplo el oxígeno (O_2), el hidrógeno (H_2), el ozono (O_3). Son poco solubles en agua, pero algunos son muy solubles en otros líquidos, por ejemplo el azufre (S), en tetracloruro de carbono (CCl_4). Sus densidades y puntos de fusión son relativamente bajos.

Evaluación formativa

Elige la opción correcta y colócala en el paréntesis:

(   ) Son elementos no metálicos

a) Sn, Pb y Br   *b*) S, As y Br   *c*) Li, Cs y Cu   *d*) Ca, Na y F

Alotropía

La existencia de un elemento en dos o más formas en el mismo estado físico de agregación se conoce como **alotropía**. Las formas diferentes de estos elementos se llaman alótropos. La alotropía se debe a alguna de las dos razones siguientes:

El elemento tiene dos o más clases de moléculas (cada una de las cuales contiene distinto número de átomos que existen en la misma fase o estado físico de agregación) y forma dos o más arreglos de átomos o moléculas en un cristal. Este fenómeno se presenta sólo en los no-metales.

Ejemplos:

Elemento	Símbolo	Alótropos
Carbono	C	Diamante (cristal duro) y grafito (sólido amorfo).
Azufre	S	Monoclínico, rómbico, triclínico, plástico (todos sólidos).
Fósforo	P	Blanco (venenoso y brillante) y rojo (no venenoso y opaco); ambos son sólidos.
Oxígeno	O	Diatómico (O_2) y ozono (O_3); ambos son gases.
Selenio	Se	Metálico gris y monoclínico rojo (sólidos).
Silicio	Si	Sílice, cuarzo, pedernal y ópalo (sólidos).

Lecturas de reflexión

Los fullerenos o futbolenos

Los fullerenos son una familia de moléculas descubierta de manera accidental en 1985, por los investigadores Harold W **Kroto**, de la Universidad de Susses, Inglaterra, y Richard E. **Smalley** y Robert F. **Curl**, de la Universidad de Rice, en Houston, EUA, mientras realizaban trabajos de astrofísica buscando moléculas de carbono desconocidas. El carbono 60 (C_{60}) tiene una estructura ordenada debido a sus 60 átomos de carbono, muy parecida a la de un balón de fútbol microscópico (por eso algunos también llaman “futbolenos”), con 12 pentágonos y 20 hexágonos unidos, en cuyos vértices se encuentra cada átomo. Además, hay otros tipos de fullerenos, el carbono 70 (C_{70}) que tiene la forma parecida a la de un balón de rugby, los carbonos C_{28}, C_{32}, C_{44}, C_{45}, C_{50}, C_{56}, C_{240}, C_{540}, C_{960} y los tubulenos o nanotubos, entre otros.

Esta nueva familia de moléculas recibe su nombre en honor del arquitecto estadounidense R. **Buckmister Fuller**, quien construyó domos geodésicos de estructura similar a los fullerenos o futbolenos. Estas moléculas podrían ser el origen de una nueva gama de materiales y compuestos orgánicos, cuyas aplicaciones tendrían un impacto similar al que causó en el siglo pasado el benceno (C_6H_6), que ha sido base de materiales indispensables en la vida de la sociedad actual.

Figura 4.11



El carbono-60, tiene forma de balón de fútbol.

Evaluación formativa

Elige la opción correcta y colócala en el paréntesis.

(   ) Son sumamente reactivos, forman casi siempre iones +2 y a temperaturas elevadas reaccionan a una gran velocidad; éstas son características de los:

a) Halógenos
b) Metales alcalinos
c) Gases nobles
d) Metales alcalinotérreos

Evaluación formativa

Elige la opción correcta y colócala en el paréntesis.

(   ) El reaccionar con casi todos los metales para formar sales haloideas, ser sumamente tóxicos, corrosivos y reactivos y, por tanto, muy peligrosos en su manejo, son características de los:

a) Halógenos
b) Metales alcalinos
c) Metales alcalinotérreos
d) Gases nobles

Actividad experimental

El clip volador

Propósito

Observar, mediante la experimentación, qué tipo de sustancias son atraídas por un imán.

Material

- Un clip
- Un hilo
- Un imán de barra
- Diferentes materiales de vidrio, papel, metal. madera, etcétera.

Procedimiento

Pega el imán en un lugar alto.

Amarra un extremo del hilo al clip y acerca éste al imán hasta casi tocarlo.

Sujeta la otra orilla del hilo a una mesa con una cinta adhesiva. El arreglo debe quedar de tal forma que haya un espacio libre entre el clip y el imán. Entonces parecerá que el clip flota.

Ahora, ve pasando por el espacio entre el clip y el imán diferentes materiales: papel, vidrio, plástico, madera, aluminio, cobre y, por último, fierro.

¿Qué pasará con el clip cuando se pase cada uno de estos materiales?

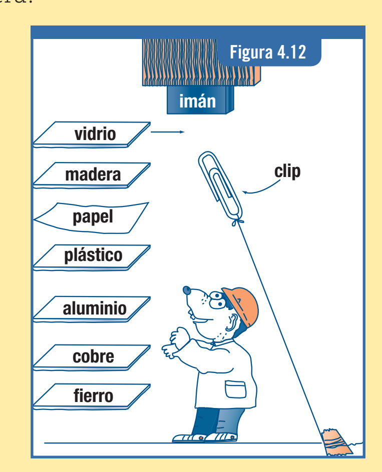


Figura 4.12

Materiales de vidrio ______________________________

¿Son atraídos? ______________________________

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

¿Por qué? ______________________________

Materiales de papel ______________________________

¿Son atraídos? ______________________________

¿Por qué? ______________________________

Materiales de madera ______________________________

¿Son atraídos? ______________________________

¿Por qué? ______________________________

Materiales de tela ______________________________

¿Son atraídos? ______________________________

¿Por qué? ______________________________

Materiales de metal ______________________________

¿Son atraídos? ______________________________

¿Por qué? ______________________________

Conclusiones: ______________________________

____

____

Algunos elementos que causan contaminación, ya sea como elementos o mediante sus compuestos y debido a su estructura

Nombre y símbolo	Consecuencias
Antimonio (Sb)	Se utiliza en aleaciones, metales de imprenta, baterías, cerámica y textiles; su ingestión produce envenenamiento, igual que la inhalación de sus vapores, y principalmente el gas llamado estibina (SbH_3).
Arsénico (As)	Se emplea en venenos para hormigas, insecticidas, pinturas, medicamentos y vidrio. Es uno de los elementos más venenosos que hay, así como todos sus compuestos, sin excepción.
Azufre (S)	Sus óxidos, SO_2 y SO_3, contaminan el aire y, al combinarse con agua, producen la lluvia ácida. Sustancias como los derivados clorados de azufre, sulfatos y ácidos son corrosivas. El gas H_2S es sumamente tóxico y contamina el aire. El azufre se emplea en algunos medicamentos para la piel.
Bromo (Br)	Sus vapores contaminan el aire; además, los compuestos que de él se derivan son lacrimógenos y venenosos.
Cadmio (Cd)	Metal tóxico que se origina en la refinación del zinc; también proviene de operaciones de electrodeposición y, por tanto, contamina agua y aire. Algunos fertilizantes lo contienen y también contamina el suelo.

(Continúa)

Nombre y símbolo	Consecuencias
Cloro (Cl)	Sus vapores contaminan el aire y son corrosivos. Se utiliza en forma de cloratos para blanquear la ropa, para lavados bucales y cerillos. Los cloratos son solubles en agua y la contaminan; además, forman mezclas explosivas con compuestos orgánicos. Los vapores de compuestos orgánicos clorados como insecticidas, anestésicos y disolventes, dañan el hígado y el cerebro. Algunos medicamentos que contienen cloro afectan el sistema nervioso.
Cromo (Cr)	El cromo y sus compuestos son perjudiciales para el organismo, pues destruyen todas las células. Se emplea en síntesis orgánicas y en la industria del acero. Los cromatos solubles contaminan el agua.
Fósforo (P)	El fósforo blanco o amarillo es muy venenoso. El fósforo rojo no lo es, pero se encuentra contaminado por el blanco. se utiliza en síntesis, pinturas, fertilizantes y plaguicidas, ocasionando contaminación del aire, suelo y agua. El gas PH_3 es muy venenoso y los vapores de compuestos orgánicos fosforados contaminan el aire.
Manganeso (Mn)	Se emplea en la manufactura del acero y de pilas secas. La inhalación de polvos y humos que contienen manganeso causa envenenamiento. También contamina el agua y atrofia el cerebro.
Mercurio (Hg)	Metal de gran utilidad por ser líquido; se utiliza en termómetros y debido a que es un óptimo conductor eléctrico se emplea en aparatos de este tipo, así como en iluminación, pinturas, fungicidas, catalizadores, amalgamas dentales, plaguicidas, entre otros. No obstante, contamina el agua, el aire y causa envenenamiento. Las algas lo absorben, luego los peces y finalmente el hombre.
Plomo (Pb)	El plomo se acumula en el cuerpo conforme se inhala del aire o se ingiere con los alimentos y el agua. La mayor parte del plomo que contamina el aire proviene de las gasolinas para automóviles, pues se requiere para proporcionarle propiedades antidetonantes. También se emplea en pinturas como metal de imprenta, soldaduras y acumuladores. Por su uso, el organismo se ve afectado de saturnismo. Algunas de sus sales son venenosas, como el acetato. Se pueden mencionar otros elementos que de una forma u otra contaminan el agua, el aire y el suelo como: talio, zinc, selenio, óxidos de nitrógeno, berilio, cobalto y, sobre todo, gran cantidad de compuestos que contienen carbono (orgánicos).

Propiedades químicas

a) De los metales

Se oxidan por la pérdida de electrones; su molécula está formada por un solo átomo; su estructura cristalina, al unirse con el oxígeno, forma óxidos y éstos, al reaccionar con agua, forman hidróxidos. Los elementos alcalinos son los más reactivos. Forman cationes incoloros y disoluciones fuertemente básicas o alcalinas. Los carbonatos de los metales del grupo 1 (con excepción del litio) son insolubles en agua y estables al calor.

Una propiedad importante y característica de los elementos metálicos es la de ser catalizadores, ya sea como elementos o en sus compuestos. Un **catalizador** acelera una reacción química y no sufre cambio o desgaste en su estructura.

Cuadro 4.8 Ejemplos de catalizadores.

Reacción química	Catalizador
Alquilación	$FeCl_3$
Hidrogenación	Pt, Pd, Ni, Rh
Halogenación orgánica	Fe
Descomposición del $KClO_3$	MnO_2
Producción del SO_3, para el ácido sulfúrico (H_2SO_4)	V_2O_5

Los lantánidos y actínidos (llamados tierras raras) tienen propiedades semejantes; se emplean también como catalizadores, en el aspecto metálico sus compuestos son coloridos, como el sulfato de cerio que es amarillo.

***b*) De los no metales**

Los no metales tienen propiedades opuestas a las de los metales; por ejemplo, los no metales son aislantes debido a que prácticamente no conducen el calor y la electricidad, como ya se mencionó en párrafos anteriores, debido a su tendencia a ganar electrones para formar iones negativos cuando reaccionan con los metales. Los no metales también reaccionan con otros no metales para formar compuestos moleculares. Por ejemplo el oxígeno es el elemento más abundante de la corteza terrestre. Se combina con todos los demás elementos, excepto con el helio (He), el neón (Ne) y el argón (Ar). Como posee seis electrones en el nivel externo de su átomo, puede ganar dos electrones para alcanzar la configuración estable del octeto de neón. Al hacer esto, se convierte en el ion óxido (O^{2-}), que puede formar óxidos iónicos con los metales, los cuales tienden a perder electrones con facilidad. El azufre (S), tiene una química semejante a la del oxígeno (S^{2-}). Así podríamos mencionar propiedades químicas de cada uno de los no metales más importantes.

Serie de actividad de los metales

Las reacciones químicas que se caracterizan porque sólo los átomos de un elemento reemplazan los átomos de un segundo elemento en un compuesto se conocen como **reacciones de desplazamiento**. Para que un metal reemplace a otro en un compuesto, es necesario determinar la reactividad relativa de ambos. La **serie de actividad de los metales** ordena éstos según su reactividad decreciente. Un metal que está arriba en la serie desplazará a otro que se encuentre debajo de él. Entonces, por ejemplo, el sodio desplazará al zinc o a la plata de un compuesto. Por el contrario, el sodio no podrá reemplazar al calcio o al litio.

Como ya se vio, cuando un metal pierde electrones sufre una oxidación, formando cationes del metal. La capacidad que tiene ese metal u otros metales para ionizarse y formar cationes se mide por medio de **potencial estándar de electrodo**.

Serie de actividad de los metales

Actividad	Metal	
D	Litio,	Li
i	Potasio,	K

(Continúa)

Actividad	Metal	
s	Bario,	Ba
m	Calcio,	Ca
i	Sodio,	Na
n	Magnesio,	Mg
u	Aluminio,	Al
y	Zinc,	Zn
e	Hierro,	Fe
	Níquel,	Ni
	Estaño,	Sn
	Plomo,	Pb
	Hidrógeno,	H^+
	Cobre,	Cu
	Mercurio,	Hg
	Plata,	Ag
	Oro,	Au

Cuando una barra de metal se introduce en una disolución con iones de ese metal , se establece una diferencia de potencia entre la barra y la disolución. Esto se debe a que los átomos del metal pierden electrones y forman cationes:

$$M^{o} \longrightarrow M^{1+} + 1e^{-}$$

La magnitud de la diferencia de potencial desarrollada (o potencial de electrodo) depende de:

- El metal del electrodo
- La concentración de los iones metálicos ya presentes en la disolución
- La temperatura

El arreglo de los elementos en el orden de sus potenciales estándar de electrodo se conoce como **serie electroquímica** (a la que puede llamarse serie de actividad de los metales, que ya se mencionó) ya que sólo contiene algunos metales principales y no proporciona los valores del potencial de electrodo estándar E°, como se muestra en la tabla 4.3:

Tabla 4.3 Potenciales estándar de electrodo de algunos elementos.

Metal del electrodo	E°	Metal
$K^+ + e^- = K$	−2.92 V	Muy reactivo
$Ca^{2+} + 2e^- = Ca$	−2.87 V	Muy reactivo
$Na^+ + e^- = Na$	−2.71 V	Muy reactivo
$Mg^{2+} + 2e^- = Mg$	−2.37 V	Muy reactivo
$Al^{3+} + 3e^- = Al$	−1.67 V	Muy reactivo

(Continúa)

Metal del electrodo	E°	Metal
$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$	−0.76 V	Moderadamente reactivo
$Fe^{2+} + 2e^- = Fe$	−0.44 V	Moderadamente reactivo
$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	−0.13 V	Moderadamente reactivo
$H^+ + e^- = ½ H_2$	0.00 V	Estándar de referencia
$Cu^{2+} + 2e^- = Cu$	+0.34 V	Metal noble
$½ I_2 + e- = I^-$	+0.54 V	
$Ag^+ + e^- = Ag$	+0.80 V	Metal noble
$1/2Br_2 + e^- = Br^-$	+1.07 V	

Un valor negativo de E° significa que el elemento pierde electrones más rápidamente que el hidrógeno. Un valor positivo significa que el elemento pierde electrones de manera más lenta que el hidrógeno.

4.1.3 Estado sólido cristalino. Modelo cinético molecular. Enlace metálico. Enlace iónico

Estado sólido cristalino

Los sólidos se clasifican como cristalinos o amorfos. Los sólidos cristalinos son sólidos verdaderos, las partículas se encuentran en un patrón regular, tridimensional, denominado red cristalina.

Los sólidos amorfos no tienen una estructura microscópica regular como los sólidos cristalinos. En realidad su estructura se parece mucho más a la de los líquidos que a la de los sólidos.

El vidrio, el alquitrán y los polímeros de alta masa molecular como el plexiglás son ejemplos de sólidos amorfos.

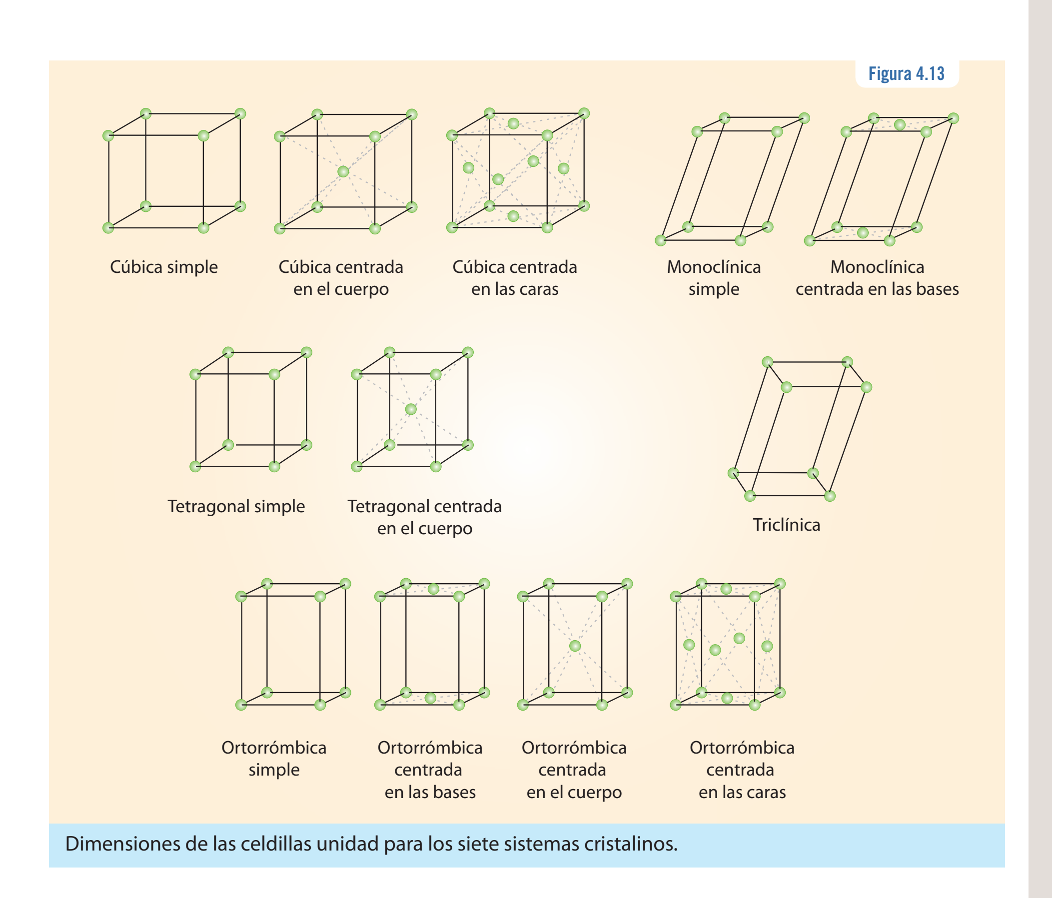
Sistemas cristalinos

Es la unidad de volumen más pequeña de un cristal que reproduce por repetición la red cristalina, y se llama **celdilla unidad**. Es posible demostrar que para que una celdilla unidad por repetición pueda reproducir la red cristalina, debe pertenecer a 1 de los 7 sistemas cristalinos de la figura 4.13.

Tabla 4.4 Dimensiones de las celdillas unidad para los siete sistemas cristalinos.

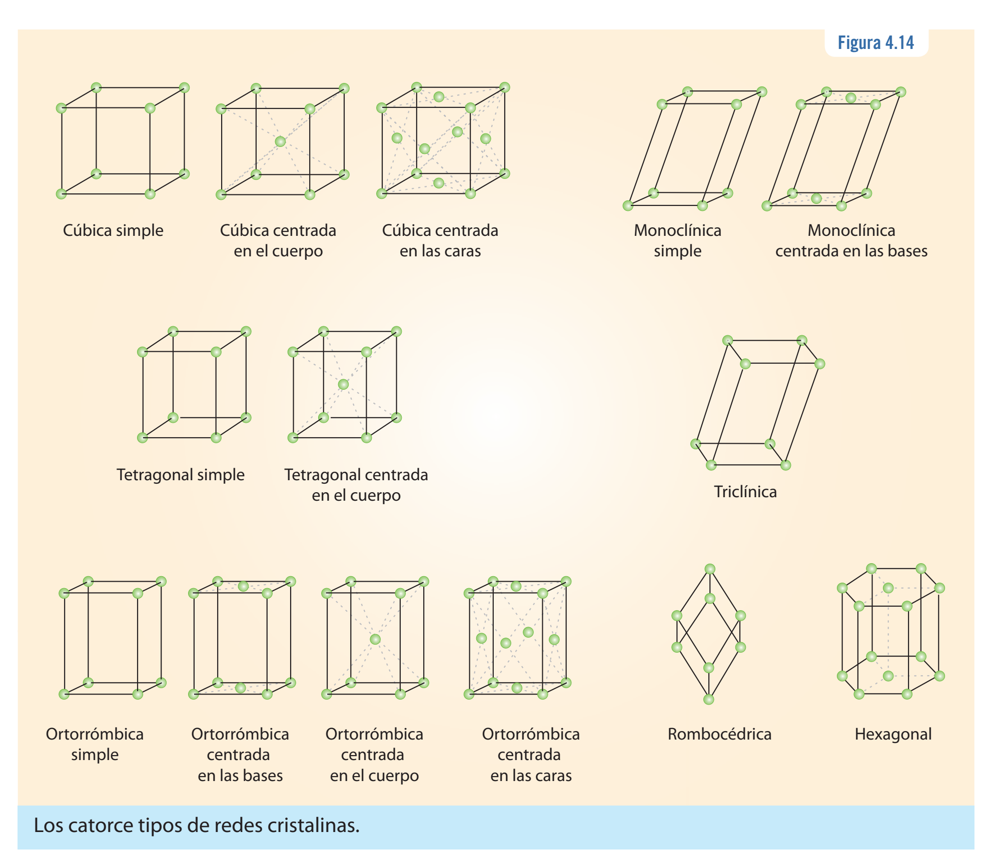
Sistema	Longitudes	Ángulos	Ejemplo
Cúbico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	NaCl (sal de roca)
Tetragonal	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	TiO_2 (nitilo)
Ortorrombico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	$MgSO_47H_2O$ (epsomita)
Monoclinico	$a = b = c$	$\alpha = \gamma = 90°; \beta = 90°$	$CaSO_42H_2O$ (yeso)
Triclinico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	$K_2Cr_2O_7$
Hexagonal	$a = b = c$	$\alpha = \beta = 90°; \gamma = 120°$	SiO_2 (sílice)
Romboédrico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	$CaCO_3$ (calcita)

Figura 4.13

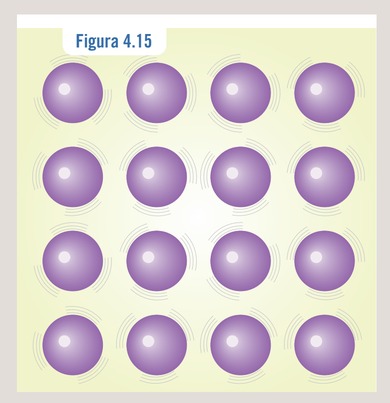


Dimensiones de las celdillas unidad para los siete sistemas cristalinos.

Figura 4.14



Los catorce tipos de redes cristalinas.



▲ Las partículas en un sólido no cambian de lugar, pero sí vibran alrededor de puntos fijos. Un sólido se funde cuando su temperatura se eleva a un punto en el cual las vibraciones de las partículas llegan a ser tan intensas que se rompe la estructura.

Modelo cinético molecular en los sólidos

En el caso de los sólidos a diferencia de los movimientos caóticos de los átomos, moléculas o iones en los líquidos y gases, muestran un compactamiento entre sus partículas, con una disposición organizada de manera casi perfecta.

En vez de deslizarse de un lugar a otro, como en los líquidos, vibran y giran sobre puntos fijos. Por tanto, los sólidos son densos e incompresibles debido a la posición de sus partículas; no llenan todos los huecos de los recipientes que los contienen.

Cuando se calienta un sólido, sus partículas vibran más rápido y su energía cinética aumenta. El punto de fusión es la temperatura a la que el sólido se vuelve líquido.

Introducción a la Química

Sólo para curiosos

Linus Pauling

Linus Pauling nació en Oregon, en 1901; se graduó en ingeniería química y posteriormente obtuvo su doctorado en California, en 1925. En 1954 se le otorgó el premio Nobel de Química por su investigación sobre la naturaleza del enlace químico y su aplicación a la estructura de sustancias complejas. Realizó estudios experimentales sobre la estructura de los cristales por difracción de rayos X y la de moléculas gaseosas por difracción de electrones; también acerca de las propiedades magnéticas de las sustancias, investigó la naturaleza de los sistemas serológicos y la estructura de los anticuerpos. Investigó de manera especial la aplicación de la mecánica cuántica a la estructura de las moléculas y a la naturaleza del enlace químico. Publicó más de 400 trabajos científicos, 100 artículos sobre cuestiones sociales y políticas, especialmente sobre la paz.

El 10 de octubre de 1963 se le otorgó el premio Nobel de la Paz siendo, junto con Madame Curie, los únicos científicos que hasta ahora han recibido dos premios Nobel.

Enlace metálico

Teorías que explican el enlace metálico
(teoría del mar de electrones y la teoría de bandas)

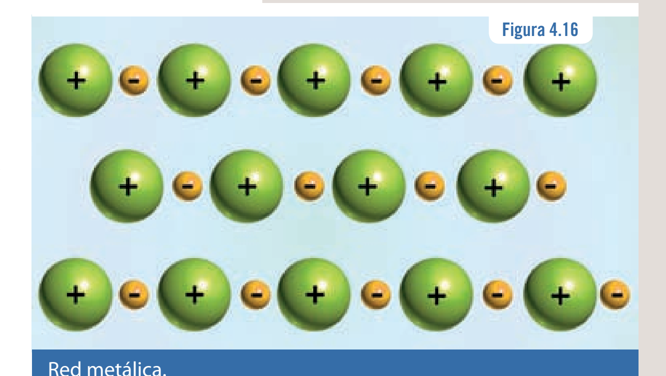
Teoría del mar de electrones

Los cristales de los metales se caracterizan por presentar el llamado “brillo metálico”, alta conductividad eléctrica y térmica, y por la facilidad con que pueden ser estirados, forjados y doblados sin romperse.

Los electrones de valencia están localizados en todo el cristal, de tal manera que este enlace se considera como una serie de iones positivos rodeados por un “mar” de electrones móviles.

La alta conductividad eléctrica de los metales se explica fácilmente, considerando que sus electrones de valencia se encuentran libres para moverse cuando se les aplica un potencial eléctrico. La alta conductividad térmica de los metales es también una consecuencia de los electrones libres que pueden adquirir gran energía, moverse rápidamente a través del cristal y, por tanto, transportar el calor.

La estructura de un metal puede imaginarse como un empaquetamiento compacto de esferas, como se muestra en la figura 4.16:



Red metálica.

Los electrones se mueven con libertad por todo el metal entre los iones positivos. En la imagen superior se muestran los iones positivos derivados del metal (esferas positivas) rodeados por los electrones (esferas negativas) que se mueven libremente.

La realidad nos muestra que la mayoría de los metales son **maleables** (forman láminas) y **dúctiles** (forman cables), lo que indica que sus átomos pueden deslizarse unos sobre otros. Este desplazamiento no produce grandes fuerzas repulsivas porque el mar móvil de electrones proporciona un amortiguamiento constante entre los iones positivos.

Los metales se disuelven en otros metales formando mezclas homogéneas llamadas **aleaciones**. A menudo, los metales puros son demasiado suaves para los usos prácticos, como sucede con el aluminio, pero al mezclarlos con pequeñas cantidades de otros elementos adquieren fuerza y sus propiedades se modifican. Por ejemplo, la adición de cromo al acero aumenta la resistencia a la corrosión, igual que la adición del carbono al hierro para formar el "acero".

Ejemplos de sustancias que presentan el enlace metálico son todos los metales: oro (Au), sodio (Na), hierro (Fe), aleaciones como los aceros, las amalgamas de mercurio (Hg), cobre (Cu), y sus aleaciones: cobre-zinc (Cu-Zn) ,cobre-níquel (Cu-Ni), cobre-estaño (Cu-Sn), etcétera.

Evaluación formativa

Define el enlace metálico: ____

____

Escribe tres características del enlace metálico: ____________________________

____

____

Escribe tres ejemplos de aleaciones: _____________________________________

____

____

(   ) El enlace que está constituido por iones positivos sumergidos en una nube de electrones móviles es:

a) Iónico *b)* Covalente *c)* Metálico *d)* Polar

Los electrones libres y la energía de ionización

En el enlace metálico, a diferencia del covalente, los electrones de enlace no están sujetos a un par concreto de átomos, sino que se mueven libremente por todo el metal entre los iones positivos, formados al desprenderse dichos electrones de sus respectivos átomos, y se constituye lo que denominamos mar de electrones de un metal. El transporte de energía eléctrica a través del metal no requiere sólo electrones libres, sino también que se le aplique una fuerza que los obligue a desplazarse en una dirección. Cuando eso ocurre, se produce una corriente eléctrica, pues surge un transporte de carga de un extremo a otro del material. Lo anterior está en

función de la llamada **energía de ionización**, la cuál se define como la energía mínima requerida para quitar un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental.

$$M(g) \longrightarrow M^{+}(g) + e^{-}$$

Se mide en kilojoules por mol (kj/mol). La magnitud de la energía de ionización es una medida del esfuerzo necesario para que un átomo libere un electrón, o de cuán "fuertemente" está enlazado un electrón con el núcleo en el átomo. A mayor energía de ionización es más difícil quitar el electrón. Veamos algunos ejemplos de energía de ionización en algunos elementos de los grupos IA y IIA:

Grupo IA o 1: Li = 520 kJ	Na = 495.9 kJ	K = 418.7 kJ
Grupo IIA o 2: Be = 899 kJ	Mg = 738.1 kJ	Ca = 589.5 kJ

Los metales alcalinos (grupo 1 o IA) tienen las menores energías de ionización, ya que es relativamente fácil quitarles un electrón. Los metales alcalinotérreos (grupo 2 o IIA) tienen valores más altos de energía de ionización que los alcalinos.

La importancia de la energía de ionización radica en la mínima relación entre la configuración electrónica (los electrones de valencia) del átomo y la estabilidad de éstos.

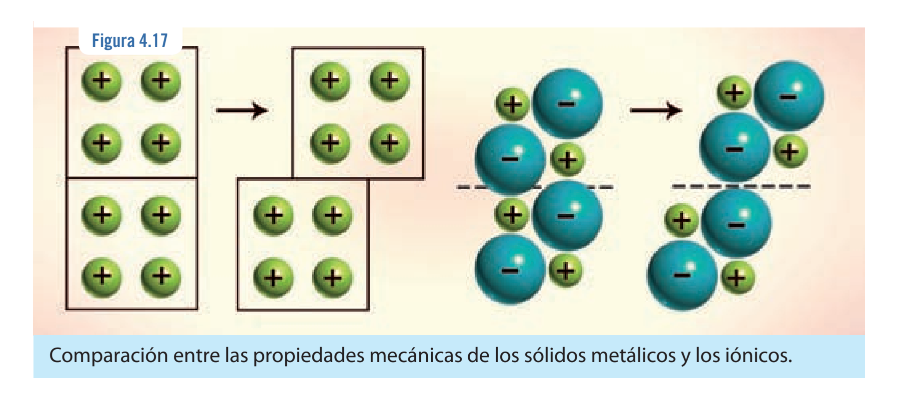


Figura 4.17

Comparación entre las propiedades mecánicas de los sólidos metálicos y los iónicos.

Teoría de bandas

Esta teoría representa un modelo más elaborado para explicar la formación del enlace metálico; se basa en la **teoría de los orbitales moleculares**, que establece que cuando dos átomos se enlazan, los orbitales de la capa de valencia se combinan para formar dos orbitales nuevos que pertenecen a toda la molécula, uno que se denomina **enlazante** (de menor energía) y otro **antienlazante** (de mayor energía). Si se combinan tres átomos se forman tres orbitales moleculares, con una diferencia de energía entre ellos menor que en el caso anterior. En general, cuando se combinan *N* orbitales, de otros tantos átomos, se obtienen *N* orbitales moleculares de energía muy próxima entre sí, constituyendo lo que se llama una "banda"

En los metales existe un número muy grande de orbitales atómicos para formar enlaces deslocalizados que pertenezcan a toda la red metálica (como si fuese una gran molécula). Como el número de orbitales moleculares es muy grande, forman una **banda** en la que los niveles de energía, como se ha dicho antes, están muy próximos.

En los metales se forman dos bandas, una en la que se encuentran los electrones de la capa de valencia que se denomina **banda de valencia** y otra que se llama **banda de conducción,** que es la primera capa vacía.

En los metales, la banda de valencia está llena o parcialmente llena, pero en estas sustancias, la diferencia energética entre la banda de valencia y la de conducción es **nula**; es decir, están *solapadas*. Por ello, si la banda de valencia está total o parcialmente llena, los electrones pueden moverse a lo largo de los orbitales vacíos y conducir la corriente eléctrica al aplicar una diferencia de potencial.

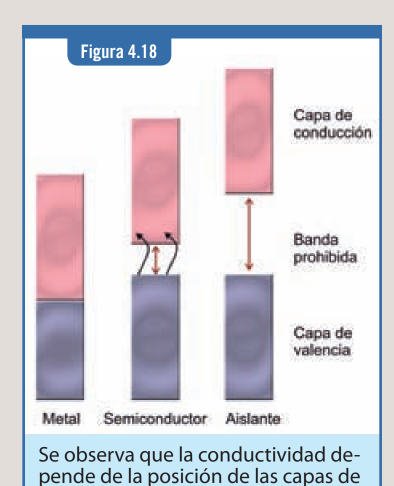


Figura 4.18

Se observa que la conductividad depende de la posición de las capas de conducción y de valencia.

En el caso de los **aislantes**, la banda de valencia está completa y la de conducción vacía pero, a diferencia de los metales, no sólo no solapan sino que además hay una importante diferencia de energía entre una y otra (hay una zona prohibida), por lo que no pueden producirse saltos electrónicos de una a otra. Es decir, los electrones no gozan de la movilidad que tienen en los metales y, por ello, estas sustancias no conducen la corriente eléctrica.

Un caso intermedio lo constituyen los **semiconductores**; en el caso de las sustancias de este tipo, la banda de valencia también está llena y hay una separación entre ambas bandas, pero la zona prohibida no es tan grande, energéticamente hablando, y algunos electrones pueden saltar a la banda de conducción. Estos electrones y los huecos que dejan en la banda de valencia permiten que haya cierta conductividad eléctrica. La conductividad en los semiconductores aumenta con la temperatura, ya que se facilitan los saltos de los electrones a la banda de conducción. Son ejemplos de semiconductores: Germanio (Ge), Silicio (Si), Galio-Arsénico (Ga-As) y el Indio-Antimonio (In-Sb).

Características que se derivan del enlace metálico

Propiedades de este tipo de enlace

A excepción del mercurio, los metales puros son sólidos a temperatura ambiente. No obstante, sus puntos de fusión son muy variables, aunque generalmente altos.

Cuadro 4.9 Los nuevos materiales a base de aleaciones metálicas. Principales características y usos.

Material	Metales	Aplicación
Fusibles térmicos	Cu-Zn-Al Cu-Zn-Ni	Rearmables Rearmables
Detectores y accionadores de dispositivos de control térmico (por ejemplo alambres contra incendios)	Cu-Zn-Al Cu-Al-Ni	El elemento con memoria de forma puede efectuar las dos funciones al mismo tiempo
Detectores de calentamiento excesivo de celdas en cuñas electrolíticas	Cu-Zn-Al Cu-Al-Ni	Elimina la detección manual
Anillos de ensamblaje rápido de tubería	Cu-Zn-Al Cu-Al-Ni	Elimina la necesidad de soldadura en tubería submarina (Ti-Ni). Procesos económicos
Barras de tratamiento de escoliosis severas (desviaciones de la columna vertebral)	Ti-Ni	Implantable en el cuerpo humano. Aleación inerte
Grapas para ligadura de trompas de Falopio	Ti-Ni	Anticoncepción
Dispositivos diversos para ortopedia	Ti-Ni	Aleación inerte. Buena resistencia mecánica
Antenas autodesplegables para satélites	Ti-Ni	Ya han sido utilizadas
Controles térmicos de flujo de agua o gas	Cu-Zn-Al Cu-Al-Ni	Válvulas térmicas
Relevadores térmicos	Cu-Zn-Al Cu-Al-Ni	No necesitan ser rearmables
Motores de estado sólido	Cu-Zn-Al Cu-Al-Ni	De baja eficiencia pero económicos y de mantenimiento simple
Alambres para guías de fibras ópticas	Ti-Ni	Ayudan a la introducción de una fibra óptica en el cuerpo humano
Sistemas de abertura automática de aireación	Cu-Zn-Al Cu-Al-Ni	Invernaderos, automóviles, etcétera
Resortes con geometrías diversas	Cu-Zn-Al Cu-Al-Ni	Aplicaciones de alta tenacidad
Partes de aviones y automóviles	Cu-Zn-Al Cu-Al-Ni	Se han usado también en cohetes militares
Sistemas de reducción de ruido	Cu-Zn-Al Cu-Al-Ni	Cubren el espectro audible

Son buenos conductores de la electricidad y del calor, además de presentar un brillo característico. Son dúctiles y maleables, esto se debe a la no direccionalidad del enlace metálico y a que los "restos positivos" son todos similares, con lo que cualquier tracción no modifica la estructura de la red metálica, por lo que no aparecen repulsiones internas. Presentan el llamado "efecto fotoeléctrico"; es decir, cuando son sometidos a una radiación de determinada energía, emiten electrones. Se suelen disolver unos en otros formando disoluciones que reciben el nombre de **aleaciones**.

En la industria, los metales tienen amplia aplicación; por su ductilidad y conductividad se utilizan en la fabricación de cables y alambres de diferentes diámetros; por su maleabilidad, se usan en la producción de láminas y hojas para cubiertas; por su dureza y tenacidad se les emplea en la fabricación de herramientas, utensilios, piezas mecánicas, entre otras cosas.

También se aplican en equipo instrumental científico o de laboratorio, médico o mecánico, partes de automóviles, tuberías para conexiones de agua y eléctricas, acuñación de monedas, soldaduras, linotipos, joyería, adornos, protecciones y más.

Conocer las diferentes formas de interactuar que tienen los elementos entre sí nos ha permitido, en años recientes, tener un notable desarrollo de nuevos materiales que se aplican en muchos ámbitos: alimentación, textiles, colorantes, agricultura, medicina, comunicaciones, vehículos, entre otros, lo que nos brinda un mayor confort en nuestras actividades. Los notables avances en la cuestión de los viajes espaciales, para descubrir nuevas galaxias, planetas o estrellas, es algo sumamente interesante y motivador para seguir buscando nuevos materiales.

Cuadro 4.10 Dispositivo de implante en uso o probados, su función y los biomateriales empleados.

Dispositivo	Biomaterial	Función
Humor artificial vítreo	Esponja de silicón, teflón: poligliceril metacrilato (PGMA)	Llenar la cavidad vítrea del ojo
Prótesis de córnea	Polimetil metacrilato (PMMA); hidrogel	Proporciona una vía óptica a la retina
Lentes intraoculares	PMMA (lentes); nylon, polipropileno, Pt, Ti, Au (aros)	Corregir problemas causados por cataratas
Ducto artificial del saco lagrimal	PMMA	Corregir la obstrucción crónica
Trompa de Eustaquio artificial	Goma elástica de silicón, teflón	Propiciar tránsito de ventilación pura
Tubulación nerviosa	Membrana de silicón, metales quirúrgicos porosos	Poner en línea recta diversos nervios
Prótesis oído medio	PMMA; hilo metálico; proplast (PTFE + fibra de carbón); biovidrio	Reemplazar huesos dañados del oído medio
Guías percutáneas	Nylon o dacrón terciopelado, PMMA	Conducir potencia o electricidad a dispositivos sensoriales
Prótesis auditivas, prótesis visuales	Alambres y electrodos de Pt y Pt-Ir; electrodos de Ta-Ta_2O_5, acero inoxidable, goma elástica de silicón; PMMA	Restauración de oído y visión
Analgesia eléctrica	Alambres y electrodos de Pt y Pt-Ir; electrodos de Ta-Ta_2O_5, acero inoxidable, goma elástica de silicón; PMMA	Eliminar dolor crónico
Control eléctrico de ataque epiléptico	Alambres y electrodos de Pt y Pt-Ir; electrodos de Ta-Ta_2O_5, acero inoxidable, goma elástica de silicón; PMMA	Conducir señales eléctricas al cerebro
Estimulación frénica	Alambres y electrodos de Pt y Pt-Ir; electrodos de Ta-Ta_2O_5, acero inoxidable, goma elástica de silicón; PMMA	Control de la respiración eléctricamente

(Continúa)

Dispositivo	Biomaterial	Función
Control de la vejiga	Alambres y electrodos de Pt y Pt-Ir; electrodos de Ta-Ta_2O_5, acero inoxidable, goma elástica de silicón	Estimular la liberación de la vejiga
Corazón y sistema cardiovascular		
Estimulación al miocardio y endocardio (marcapasos de corazón)	Acero inoxidable, contenedores de Ti, goma elástica de silicón, cera epoxi encapsulada; electrodos de Pt o aleaciones Pt-Ir	Mantener el ritmo cardiaco
Desviaciones crónicas y catéteres	Polietileno, revestimientos hidrofílicos	Auxiliar en hemodiálisis
Válvulas cardiacas	Aleaciones Co-Cr; carbón isotrópico a baja temperatura, injertos porcinos; aleaciones de Ti con silastic o discos de carbón pirolítico	Reemplazar válvulas enfermas
Prótesis arteriales y vasculares; componentes artificiales del corazón; dispositivos auxiliares del corazón	Segmentos de poliuretano, goma elástica de silicón o ejes de carbón pirolítico con mallas de dacrón; heparina + GBH o TGBH revestimiento sobre teflón o goma elástica de silicón; PHEMA revestidas con polímeros; dacrón terciopelado, fieltros y tejidos; tejidos de poliolefinas (TP), TP con superficie de gelatina enlazada transversal; tan solo teflón (PTFE)	Reemplazar arterias dañadas y vasos sanguíneos; reemplazar el corazón
Reparar y reemplazar el esqueleto		
Cadera total artificial, rodilla, hombro, codo, carpo, etcétera	Vástagos: acero inoxidable 316L; aleaciones Co-Cr; Ti y aleaciones T-Al-V; aleaciones ahuecadas de Co-Cr-Mo-Ni; polietileno de alta densidad y alto peso molecular; alúmina de alta densidad; "cemento" PMMA; alúmina de baja densidad; polímero poliacetal; recubrimientos de metal-carbón pirolítico; recubrimiento de metal-biovidrio; politetrafluoroetileno poroso (PTFE); recubrimientos de PTFE-carbón sobre metal; fibras de PMMA-carbón, polvos compuestos de PMMA-ceravital; acero inoxidable poroso; Co-Cr; Ti y aleaciones de Ti	Reconstrucción artrítica o fractura de articulaciones
Placas de hueso, tornillos, alambre	Acero inoxidable 316L; aleaciones Co-Cr; Ti y aleaciones de Ti; fibra compuesta de polisulfona-carbón; fibra compuesta de biovidrio-metal; compuesto de ácido poliláctico-ácido poliglicólico	Reparar fracturas
Clavos intramedulares	Acero inoxidable 316L; aleaciones Co-Cr; Ti y aleaciones de Ti; fibra compuesta de polisulfona-carbón; fibra compuesta de biovidrio-metal; compuesto de ácido poliláctico-ácido poliglicólico	Alinear fracturas
Varillas Harrington	Acero inoxidable 316L; aleaciones Co-Cr; Ti y aleaciones de Ti; fibra compuesta de polisulfona-carbón; fibra compuesta de biovidrio-metal; compuesto de ácido poliláctico-ácido poliglicólico	Corregir la curvatura crónica de la espina
Miembros del cuerpo artificiales implantados permanentemente	Acero inoxidable 316L; aleaciones Co-Cr; Ti y aleaciones de Ti; fibra compuesta de polisulfona-carbón; fibra compuesta de biovidrio-metal; compuesto de ácido poliláctico-ácido poliglicólico, además de nylon o dacrón terciopelado sobre silastic para tejido suave con crecimiento interno	Reemplazar extremidades perdidas
Separadores y extensores vertebrales	Al_2O_3	Corregir deformidades congénitas

(Continúa)

Dispositivo	Biomaterial	Función
Fusión espinal	Biovidrio	Inmovilizar vértebras para proteger la médula espinal
Estimulación funcional neuromuscular	Electrodos de Pt, Pt-Ir; silicón, aislamiento de teflón	Controlar músculos eléctricamente
Dental		
Reposición de hueso alveolar, reconstrucción mandibular	PTFE carbón compuesto (proplast); Al_2O_3 poroso; ceravital; HEMA hidrogel-relleno, apatiDENTALta porosa; fosfato tricálcico; copolímero PLA/PGA; biovidrio, apatita densa	Restaurar el soporte alveolar para mejorar la dentadura adecuada
Implantes de reemplazo de dientes (aletas, anclas, espirales, cilindros en forma natural o con base modificada)	Acero inoxidable, aleaciones Co-Cr-Mo, Ti y aleaciones de Ti, Al_2O_3, biovidrio, carbón LTl, PMMA, proplast, aluminato de calcio poroso, mineral de $MgAl_2O_4$, carbono vítreo, hidroxiapatita densa	Reemplazar dientes enfermos, lesionados o no existentes
Implantes de reemplazo o de dientes subperiósticos	Acero inoxidable, aleación de Co-Cr-Mo, recubrimientos de carbón LTl	Soportar el puente de trabajo o directamente dientes sobre el hueso alveolar
Anclas ortodónticas	Biovidrio bañado de Al_2O_3; biovidrio bañado de Vittalium	Proporcionar postes para la aplicación del esfuerzo requerido para cambiar deformidades
Prótesis para relleno de tejido blando		
Contorno de cara y prótesis de relleno (nariz, oreja, mejilla)	Reemplazar tejido enfermo, traumatizado o con tumores	Goma elástica de silicón (silastic), polietileno, PTFE, silicón fluido, fluido de colágeno disuelto
Prótesis mamarias	Gel y goma elástica de silicón, tejido de dacrón, esponja hydrón	Reemplazar o aumentar el seno
Hueso para defectos craneales y prótesis de reconstrucción maxilofacial	Resina acrílica, curada-uniforme; acero inoxidable, aleación Co-Cr, lámina de Ta, polietileno y uretano poliéster cubierto de tereftalato de polietileno recubierto de malla tejida	Rellenar defectos
Cartílago articular artificial	Hidrogel PVA cristalizado y polímeros de poliuretano; PFTE con fibras de grafito (proplast)	Reemplazar los cartílagos deteriorados por artritis
Miscelánea de tejido suave		
Uretra, vejiga y pared intestinal artificiales	Teflón, nylon-poliuretano compuesto; pericardio tratado de bovino; banda elástica de silicón	Reemplazar tejido dañado
Piel artificial	Colágeno procesado; membrana de silicón ultradelgada de espuma de policaprolactona (PCA); película PCA compuesta	Tratamiento en quemaduras severas
Desviación hidrocefálica	Cinta elástica de silicón	Propiciar el drenaje y reducir la presión
Parches suaves	Acero inoxidable, malla de dacrón	Reparar hernias
Desviaciones internas	Colágeno modificado; silastic	Propiciar el acceso rutinario a las unidades de diálisis
Desviaciones externas	Silastic-teflón o dacrón	Propiciar el acceso rutinario para diálisis

(Continúa)

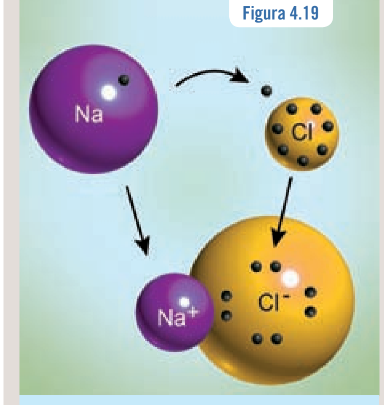
Dispositivo	Biomaterial	Función
Suturas	Acero inoxidable, seda, nylon, PGA, dacrón, cuerda de tripa, polipropileno	Mantener el contacto suave para ayudar a la cicatrización
Sistemas de liberación de drogas	Cinta elástica de silicón, hidrogels de copolímero etileno-acetato de vinilo, PLA/PGA polisacáridos-polímeros de vinil	Reemplazar drogas progresivamente; inmovilizar enzimas
Tráquea artificial	Malla de dacrón poroso-poliéster uretano, malla de Ta, esponja Ivalon y malla de polipropileno	Reconstrucción de la tráquea

Enlace iónico

El enlace iónico resulta de la **transferencia de uno o más electrones de un átomo a otro átomo o grupo de átomos**. La pérdida o ganancia de electrones es un proceso compartido, ya que un elemento dona electrones y otro los acepta. Este modelo describe particularmente a los compuestos que forman los metales con los no metales.

Este enlace también se conoce como **salino o electrovalente**. Dado que las electronegatividades de los átomos participantes son muy diferentes, hay una gran diferencia de electronegatividades, que en promedio es de 1.7 o mayor.

El origen del modelo iónico se debe a J. T. **Berzelius,** quien consideró que los átomos poseían unos "polos" eléctricos positivos o negativos, y propuso que la fuerza que une a los átomos en una molécula inorgánica o en un radical orgánico era de naturaleza eléctrica.



Formación de un enlace iónico.

Ejemplo

En la formación del cloruro de sodio (NaCl). El cloro es un elemento del grupo VII y con electronegatividad de 3.0 pauling. El sodio pertenece al grupo IA y con electronegatividad de 0.9 pauling.

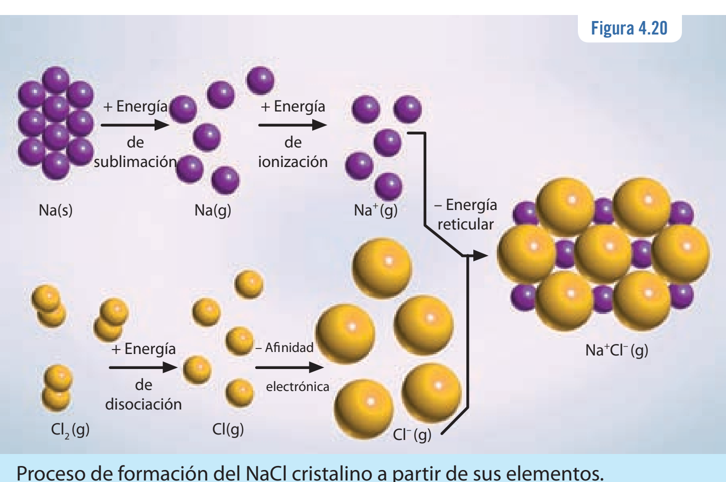
$$Na^{o} \longrightarrow Na^{+} + 1e^{-} \qquad Cl^{o} + 1e^{-} \longrightarrow Cl^{-}$$

ion sodio   ion cloro

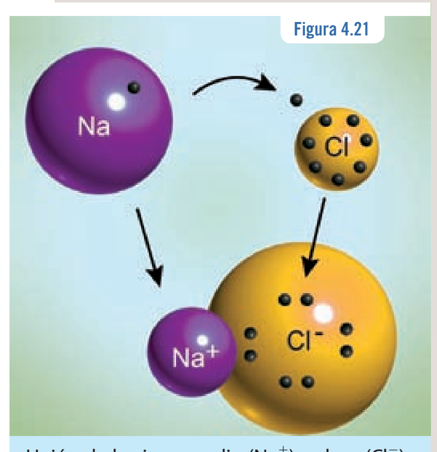
(Esto se lleva a cabo con una energía de ionización)

Al formarse los iones , la nube electrónica del sodio se ve disminuida, mientras que la del cloro se ve incrementada; luego se unen y forman el compuesto o producto que es una sal:

$$Na + Cl \longrightarrow NaCl \qquad \text{Energía de enlace} = -98.3 \text{ Kcal}$$



Proceso de formación del NaCl cristalino a partir de sus elementos.



Unión de los iones sodio (Na^{+}) y cloro (Cl^{-}), para formar el cloruro de sodio o sal común.

El sodio finalmente queda como:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 = Na^+ \text{ (catión)}$$

El cloro queda como:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = Cl^- \text{ (anión)}$$

Dicha cantidad corresponde a 1 mol del compuesto. Un mol es una cantidad numéricamente igual a su peso molecular (suma de los pesos atómicos de los átomos participantes) y se expresa en gramos. Para calcular la diferencia de electronegatividades entre dos átomos (d.E.), se aplica lo siguiente:

> d.E. = Electronegatividad del átomo más electronegativo – electronegatividad del átomo menos electronegativo

En el ejemplo del NaCl, resulta:

d.E. = Cl – Na = 3.0 – 0.9 = **2.1** > a 1.7; por tanto, se trata de un enlace iónico.

Figura 4.22

En el modelo atómico de varillas se observa mejor la simetría (b) cúbica del NaCl.

a) Molécula del cloruro de sodio (NaCl).

c) Modelo espacial del NaCl.

Propiedades de los compuestos que presentan enlace iónico

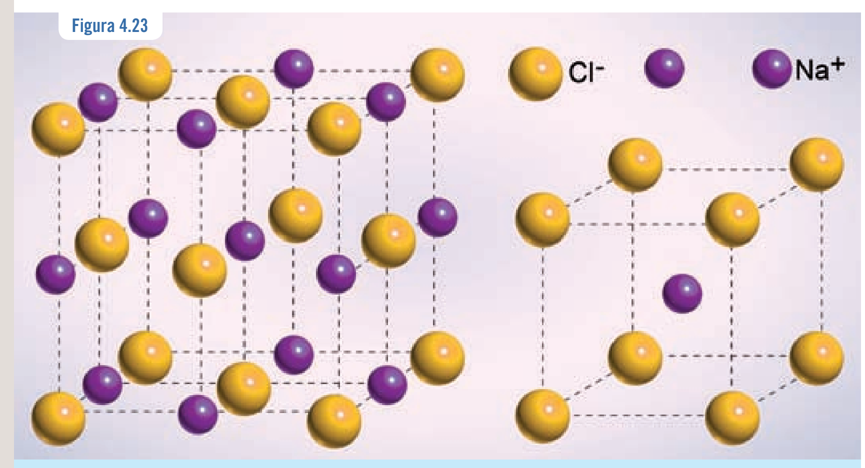
Los compuestos iónicos en estado sólido no conducen la corriente eléctrica, debido a que los iones no pueden migrar. Sin embargo, cuando se funden o disuelven en agua, sí conducen la electricidad. La conductividad eléctrica requiere el transporte de las cargas; al disolverse en agua estas sustancias, sus iones se separan y pueden moverse en forma independiente. Lo mismo sucede en los sólidos iónicos fundidos: cuando los iones dejan de ocupar posiciones definidas en el cristal tienen libertad de movimiento y, bajo la influencia de un campo eléctrico, conducen la corriente.

Así, por ejemplo, la molécula de cloruro de sodio no puede determinarse, ya que no hay tal molécula; es mejor hablar de la red de cloruro de sodio, un empaquetamiento cúbico perfecto donde hay un número igual de iones Na^+ que de iones Cl^-.

Es correcto escribir $Na_{17}Cl_{17}$ o $Na_{80}Cl_{80}$, ya que la proporción es 1 a 1.

Ejemplos de sustancias que presentan este tipo de enlace son las sales inorgánicas y los óxidos inorgánicos, que contienen un metal y un no metal, como NaCl, CaF_2, K_2O, BaS. Como se observa, los elementos de los grupos I y II se unen con elementos de los grupos VI y VII.

Figura 4.23



El número de iones que rodea a otro de signo opuesto en la red cristalina depende de la relación entre sus radios respectivos. El cesio (Cs) es mayor al sodio (Na).

- Tienen puntos de fusión y ebullición elevados.
- Fundidos o en disolución acuosa son buenos conductores de la corriente eléctrica.
- Son solubles en disolventes polares.
- En solución son químicamente activos.
- La forma del cristal es geométrica, (cúbica, rómbica, hexagonal). No se forman verdaderas moléculas sino redes cristalinas. Ejemplos: NaCl, CaF_2, K_2O y BaS.

Evaluación formativa

¿Qué es un ion? ____

____

¿Qué es el enlace iónico? ____

____

(   ) Para que se forme un enlace iónico, se requiere la presencia de:

a) Dos metales
b) Hidrógeno
c) Un metal y un no metal
d) Oxígeno

Actividad de aprendizaje

Compuestos iónicos

A continuación se presenta una tabla que contiene una serie de compuestos iónicos, con algunos de sus usos; identifica al catión, al anión y escribe la fórmula correcta y el nombre correspondiente de acuerdo con cada inciso. Observa el ejemplo contestado.

Cuadro 4.11 Compuestos iónicos.

Compuesto iónico	Catión	Anión	Fórmula	Nombre
El cloruro de potasio es el principal ingrediente de la "sal" especial que toman las personas que siguen una dieta baja en sodio	K^+	Cl^-	KCl	Cloruro de potasio
Es un componente del yeso			$CaSO_4$	
Forma parte de cierto tipo de fertilizantes que contienen fósforo. Es un componente importante de los huesos y los dientes	Ca^{2+}	PO_4^{3-}		
Es una rica fuente de nitrógeno, se emplea a menudo en mezclas fertilizantes				Nitrato de amonio
Se usa en la purificación de agua				Cloruro de hierro(III)
También se utiliza para purificar el agua en algunas localidades			$Al_2(SO_4)_3$	
Es un compuesto formado por iones sodio e iones hidrogenocarbonados. Se usa para combatir el malestar estomacal				Bicarbonato de sodio
Se le llama leche de magnesia				Hidróxido de magnesio
Componente importante de la herrumbre	Fe^{3+}	O^{2-}		
Se presenta en la piedra caliza y el mármol				Carbonato de calcio

Cálculos estequiométricos: relaciones mol-mol y masa-masa

Relaciones de masa-masa

Los cálculos que se realizan para buscar las masas de las sustancias que toman parte en una reacción se llaman problemas de **masa-masa**.

Ejemplo:

$$\text{Para la reacción: } AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl + NaNO_3$$

calcula los gramos de cloruro de plata (AgCl) que se obtienen a partir de 25 g de nitrato de plata ($AgNO_3$).

Paso 1. Balancear la ecuación química.

En este caso la ecuación ya está balanceada.

Paso 2. Se calculan los pesos moleculares de las sustancias involucradas en el problema:

$AgNO_{3:}$ Ag : 1 × 108 = 108
N : 1 × 14 = 14
O: 3 × 16 = 48
P.M. = 170 g/mol

AgCl: Ag : 1 × 108 = 108
Cl: 1 × 35.5 = 35.5
P.M. = 143.5 g/mol

Paso 3. Se convierten los gramos de nitrato de plata en moles:

$$25 \text{ g } AgNO_3 \times \frac{1 \text{ mol } AgNO_3}{170 \text{ g } AgNO_3} = 0.1470 \text{ mol } AgNO_3$$

Paso 4. Se relaciona con los moles de cloruro de plata:

$$\text{mol } AgNO_3 \times \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol } AgNO_3} \times \frac{143.5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 21.0945 \text{ AgCl}$$

Ejemplo: Para la reacción:

$$CuCl + H_2S \longrightarrow - Cu_2S + HCl$$

¿Cuántos gramos de Cu_2S se producen cuando reaccionan 10 g de CuCl?

Paso 1. Balancear la ecuación:

$$2\,CuCl + H_2S \longrightarrow Cu_2S + 2HCl$$

Paso 2. Calcular el peso molecular de las sustancias involucradas en el problema.

CuCl Cu: 2 × 63.5 = 127.0
Cl: 2 × 35.5 = 71.0
P.M. = 198.0

Cu_2S Cu: 2 × 63.5 = 127.0
S: 1 × 32 = 32.0
P.M = 159.0

Paso 3. Relacionar estequiométricamente las sustancias:

$$10 \text{ g CuCl} \times \frac{1 \text{ mol CuCl}}{\text{g CuCl}} \times \frac{1 \text{ mol } Cu_2S}{2 \text{ mol CuCl}} \times \frac{159 \text{ g } Cu_2S}{1 \text{ mol } Cu_2S} = 4.01 \text{ g } Cu_2S$$

Relaciones de mol a mol

Conocido el número de moles de una especie, halla el número de moles correspondientes de otras especies. ¿Cuántos moles de hidrógeno se combinan con 0.276 moles de oxígeno mediante la reacción?

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

$$2 \text{ moles } H_2 \times \frac{0.276 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 0.552 \text{ moles } H_2$$

4.2 Petróleo, un tesoro de materiales y de energía

La mayoría de los materiales de uso común con los que estamos en contacto durante nuestras actividades diarias, se derivan de fuentes orgánicas, como la ropa, la variedad de pinturas que existen en el mercado para diversos usos, los alimentos preparados para cocinarse en minutos, la diversidad de materiales en los automóviles modernos, bebidas alimenticias, medicamentos, combustibles poderosos, etcétera.

La química orgánica estudia la tecnología que se emplea en los productos mencionados. Antes, muchos de esos compuestos se obtenían de fuentes animales o vegetales, a ello se le debe el nombre de "orgánicos", es decir, sintetizados por seres vivos. En la actualidad se producen de manera artificial miles de materiales orgánicos en laboratorios e industrias.

A continuación se mencionan algunos productos obtenidos de los principales hidrocarburos, así como todo lo relacionado con las gasolinas que mueven la economía mundial.

El petróleo es una sustancia compleja y de composición variable. Su color va desde un café verdoso claro hasta el negro oscuro. Puede ser de viscosidad baja o alta y que prácticamente no fluya; con un alto contenido de gases y sólidos, ya sean disueltos o dispersados. Gran parte del gas se separa al extraerlo a la superficie, pero también es posible que lo haga en los depósitos subterráneos y que se encuentre como gas natural a cierta distancia del petróleo.

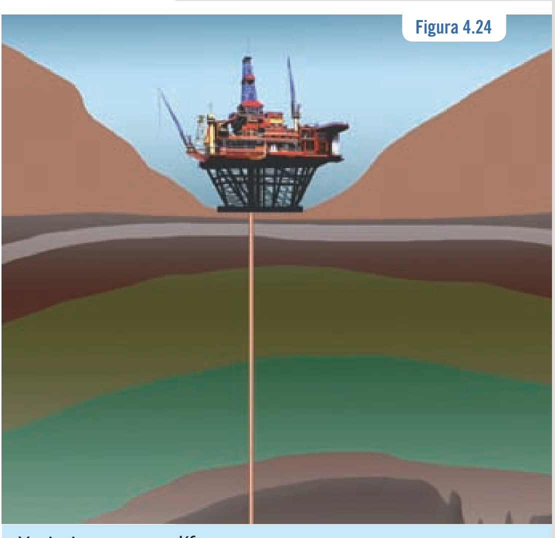
El petróleo no fue descubierto por el ingenio del hombre. Su presencia se evidenciaba por filtraciones que con frecuencia recubrían las corrientes fluviales, como en Pensylvania (EUA), o contaminaban las salmueras, con gran disgusto de los primeros refinadores de sal (1806), como los hermanos Ruffner; en las riberas del río Kanawha, en West Virginia (EUA), también se destacaba por la salida de los gases ricos en vapores conocidos desde hace muchos siglos, como en el caso de la península Baku Azerbayán (CEI o ex Unión Soviética), en donde el fuego "eterno" dio lugar a cultos religiosos (zoroástricos).

El petróleo (del latín: ***petra*** = roca y ***óleum*** = aceite) es un líquido complejo que contiene gran número de compuestos orgánicos. No se sabe con certeza cómo aparecieron los depósitos de petróleo en la litósfera, aunque sí que se formaron hace millones de años, cuando las plantas y los animales que vivían en aguas poco profundas murieron y quedaron enterrados en los sedimentos lodosos. Ciertos microorganismos hicieron que estos componentes de la biosfera tuvieran una descomposición parcial, y las capas de sedimento se fueron convirtiendo en rocas sedimentarias. Debido a la acción de los microorganismos de desintegración y a la presión y el calor de los fenómenos geológicos, las moléculas vegetales y animales se convirtieron en depósitos de petróleo y gas natural.

El petróleo crudo, tal como se extrae de los depósitos subterráneos, es un líquido viscoso compuesto principalmente de hidrocarburos (94 a 99%), con algunos compuestos orgánicos que contienen azufre, nitrógeno u oxígeno. El petróleo crudo típico contiene más de 500 compuestos diferentes. Esta composición varía según la región de la litósfera de la que se obtiene. En la actualidad, los más importantes yacimientos petrolíferos se encuentran en América, particularmente en Norteamérica, en la ex Unión Soviética o CEI, en la zona de los Balcanes, en el Centro y Medio Oriente, en Arabia y Persia.

Los hidrocarburos (formados exclusivamente de carbono e hidrógeno) varían en su composición, desde un átomo de carbono (metano, CH_4) hasta más de 200; los que contienen hasta cuatro son gases (metano, etano, C_2H_6, propano, C_3H_8 y butano, C_4H_{10}); entre 5 y 16 son líquidos (del pentano, C_5H_{12} al hexadecano, $C_{16}H_{34}$), y los restantes son sólidos.

Figura 4.24



Yacimientos petrolíferos.

Los tipos de compuestos presentes en el petróleo son los siguientes:

- Hidrocarburos parafínicos saturados o alcanos
- Hidrocarburos nafténicos o cicloalcanos
- Hidrocarburos aromáticos o bencénicos
- Hidrocarburos cíclicos de anillos múltiples
- Hidrocarburos olefínicos (alquenos)
- Compuestos de azufre
- Compuestos de oxígeno
- Compuestos de nitrógeno
- Compuestos inorgánicos

4.2.1 Importancia del petróleo para México

En pocos años, la industria petroquímica ha llegado a ser una de las actividades más importantes para nuestro país. México posee la segunda reserva probada de petróleo más grande en el hemisferio occidental (después de Venezuela), con 25 425 millones de barriles al 1 de enero de 2002. Nuestro país produjo en 2001 cerca de 3.17 millones de barriles diarios de petróleo (mb/d), con exportaciones netas de aproximadamente 1.71 mb/d. En el año 2001 ocupó el séptimo lugar mundial como productor (incluyendo el crudo, los líquidos del gas natural y el proceso del crudo) y el décimo lugar como exportador de petróleo en el año 2000, con casi 1.4 mb/d exportados a EUA. Su participación deriva no sólo de participación relativa en el producto interno bruto (PIB) (que supera 2% de su elevada tasa de crecimiento anual, que se encuentra entre los más altos de la industria) o de su alto grado de integración nacional, difícil de superar por otros sectores industriales, sino de la influencia directa que esta industria tiene, a través de sus diversas cadenas productivas, sobre cualquier actividad de la vida moderna. La cuenta de exportaciones de este energético constituye más de la tercera parte de los ingresos del gobierno mexicano.

Petróleos Mexicanos (PEMEX) es la mayor empresa de México y de América Latina y el mayor contribuyente fiscal del país. Su plan de negocios recoge la necesidad de crecer fortaleciendo la infraestructura productiva y de operaciones, mejorar el desempeño operativo y maximizar su valor económico.

Además, como una empresa promotora del desarrollo regional, PEMEX busca armonizar sus planes de crecimiento futuros con la vocación territorial original de las diversas regiones en las que opera. Asimismo, debe capturar mayor proporción de los ahorros que presenta un uso más eficiente de la energía y el agua.

PEMEX actúa con mayor eficacia y de manera más activa en la conservación y compensación de los ecosistemas relacionados con la actividad petrolera. La empresa amplía su colaboración con las comunidades y autoridades locales, no sólo como factor de desarrollo regional. Además, suma esfuerzos con esos actores para reforzar la seguridad de sus instalaciones y así disminuir la ocurrencia de daños ambientales derivados de actos vandálicos.

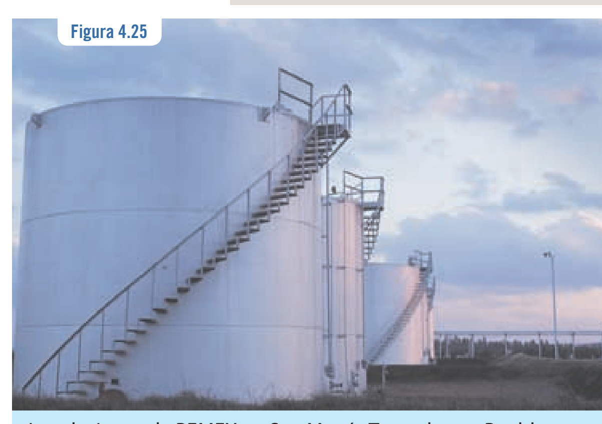
Las acciones de Petróleos Mexicanos en materia de desarrollo social tienen por objeto apoyar la operación de la industria petrolera y coadyuvar a mejorar las condiciones de vida de la población de los estados y municipios petroleros. De esa manera, los apoyos sociales que otorga se orientan por una parte, a facilitar las actividades petroleras y, por la otra, a contrarrestar los impactos derivados de éstas. Dichos apoyos se proporcionan bajo el esquema de donativos (recursos en dinero) y donaciones (de bienes muebles e inmuebles no útiles para la industria petrolera), así como de productos elaborados por los organismos subsidiarios.

Los donativos y donaciones contribuyen esencialmente a la realización de obras de infraestructura y equipamiento urbano y rural; proyectos productivos y de capacitación para el empleo; seguridad física, protección civil y servicios públicos; medio ambiente, y conservación del patrimonio arqueológico, que llevan a cabo principalmente gobiernos estatales y municipales con influencia petrolera.

México produce básicamente dos tipos de crudo: el del Istmo o Cretácico, que contiene mayor proporción de compuestos ligeros, y el Maya o Marino, que contiene mayor proporción de compuestos pesados.

México se encuentra ubicado entre los cinco países con mayor producción de crudo en el mundo. PEMEX se ubicó, en el año 2000, en el segundo lugar de Latinoamérica, como una de las empresas que más exportan en todo el mundo

Figura 4.25



Instalaciones de PEMEX en San Martín Texmelucan, Puebla.

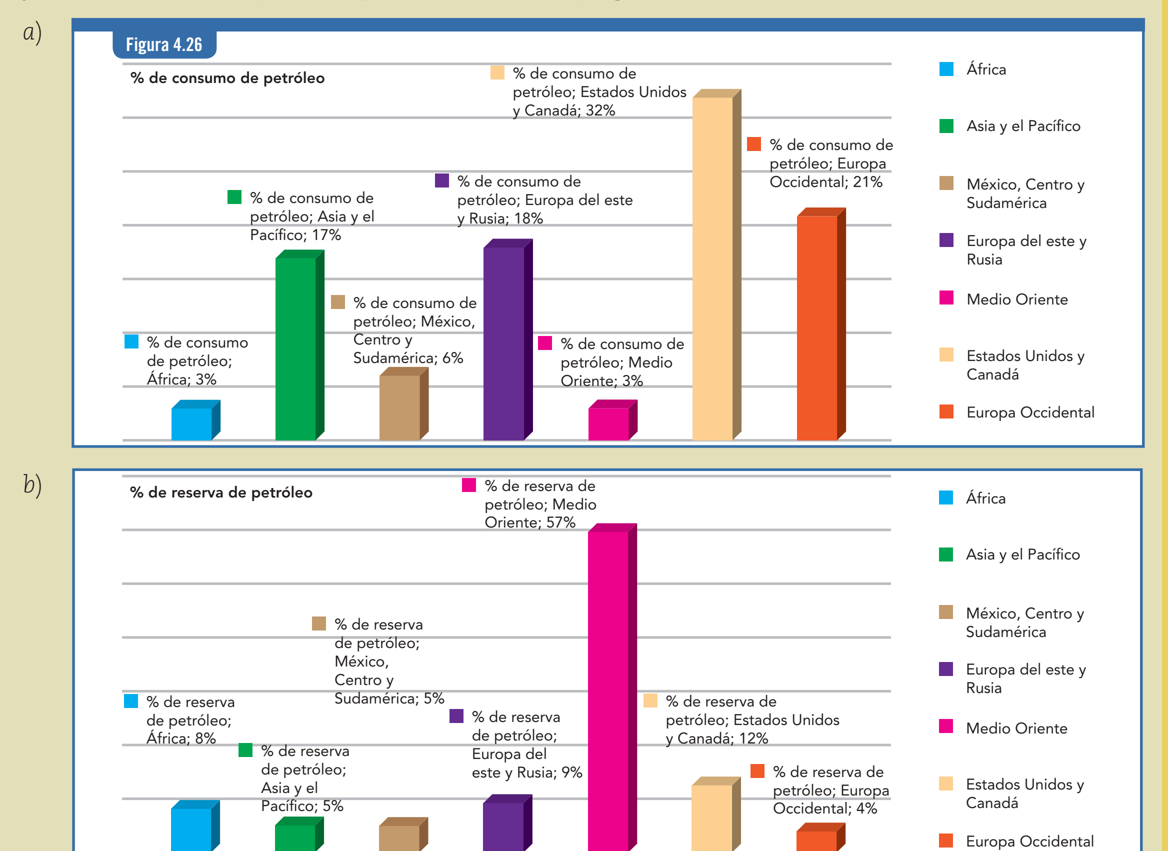
El petróleo crudo (sin refinar) que exporta nuestro país en sus variedades Istmo, Maya y Olmeca fue comprado principalmente por EUA, España y el Lejano Oriente.

Actividad de aprendizaje

¿Está preparado México para tener una economía no petrolizada?

Con la guía de tu profesor integren equipos de 4 o 5 compañeros, realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes:

Compara y analiza las dos gráficas de la figura 4.26 del consumo mundial del petróleo por regiones y de las reservas de petróleo, para contestar las preguntas:



(*Continúa*)

Actividad de aprendizaje *(Continuación)*

¿Qué región del mundo consume más petróleo? ___

¿Por qué? ___

¿Qué región del mundo tiene el menor consumo?

¿Por qué? ___

De acuerdo con su reserva y consumo de petróleo, ¿qué países pueden exportar sus excedentes?

___

¿Qué países consumen más de las reservas que poseen?

¿Por qué? ___

¿A qué regiones del mundo podría exportar México? ___

___

¿Qué acciones debe tomar México para tener un desarrollo económico más sólido que el actual?

___

___

¿Qué beneficios sociales se derivan de la venta del petróleo crudo? ___

___

¿Qué costos económicos, sociales y ambientales puede tener la extracción de grandes cantidades de petróleo para exportar? ___

___

___

¿Es benéfico para México exportar únicamente petróleo? ___

¿Por qué? ___

¿Qué es más benéfico para un país, exportar petróleo crudo o productos derivados del mismo?

___

¿Por qué? ___

De acuerdo con la demanda y la oferta del petróleo crudo, ¿qué sucederá con el precio de este recurso no renovable en los próximos 10 años? ___

___

___

Consideras que el carbón, las piedras bituminosas y los hidrocarburos de plantas son posibles sustitutos del petróleo ___ en tu opinión, ¿cuál de ellos tiene un futuro más prometedor?

___

¿Por qué? ___

De los dos usos generales del petróleo (combustible y materia prima), ¿cuál es el que tiene más posibilidades de ser restringido primero al menguar el suministro de petróleo?

___

¿Por qué? ___

___

(Continúa)

Actividad de aprendizaje

(*Continuación*)

Con las gráficas anteriores, contesta las siguientes preguntas:

De acuerdo con la gráfica del porcentaje de consumo de petróleo, ¿qué lugar ocupa México como región? ______________________________

¿Qué regiones o países son los más consumidores de petróleo? ______________________________

____

¿Por qué? ______________________________

¿Qué regiones o países son los menos consumidores? ______________________________

____

¿Por qué? ______________________________

En la gráfica de reserva de petróleo, ¿qué posición ocupa México? ______________________________

Observa y compara las barras de las regiones de Medio Oriente con las de Estados Unidos y Canadá. ¿Qué concluyes de ello? ______________________________

____

¿Qué región está en primer lugar en el consumo de petróleo? ______________________________

¿Por qué? ______________________________

¿Qué región está en primer lugar en la reserva de petróleo? ______________________________

____

¿Qué otro tipo de combustible no petrolero podría utilizarse a futuro? ______________________________

____

Anota tus conclusiones ______________________________

____

____

____

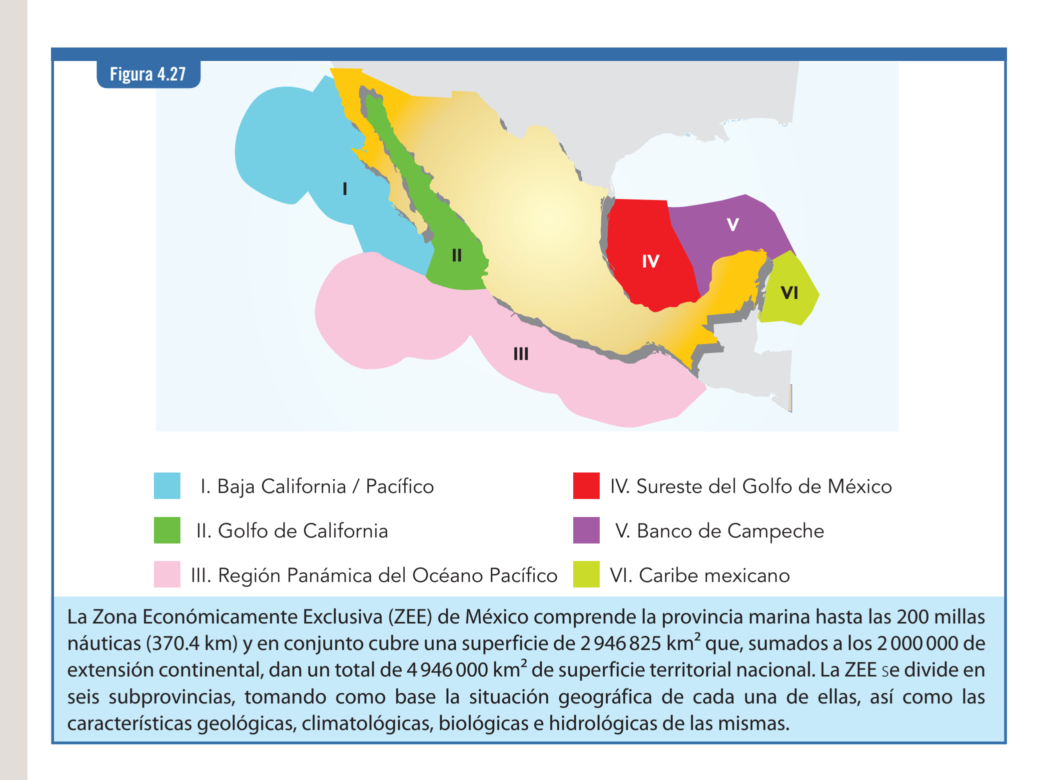
____

México y sus recursos minerales en la zona económica exclusiva (ZEE)

La zona económica exclusiva (ZEE) de México, al igual que en otros países, se extiende 200 millas náuticas (370.4 km) hacia el océano, a partir de la línea de costa, que define el nivel medio del mar de la zona litoral. Cuando esa extensión se traslapa con la de otros países, la delimitación de las respectivas zonas se hace de común acuerdo entre los afectados.

Así, México cuenta con 2 946 825 km² de superficie marina, en la que ejerce libre soberanía para explorar, explotar, conservar y administrar los recursos vivos y no vivos de los fondos marinos, incluidos los del subsuelo y del agua suprayacente. También se reserva el derecho exclusivo y de jurisdicción para utilizar islas arrecifales, establecer estructuras artificiales (plataformas petroleras), poner en marcha el desarrollo de actividades científicas, además de preservar el medio marino y eliminar los agentes contaminantes de esta zona.

Debido a la importancia de los recursos naturales del océano, la Organización de las Naciones Unidas, en la Tercera Conferencia sobre la Ley del Mar del 7 octubre



La Zona Económicamente Exclusiva (ZEE) de México comprende la provincia marina hasta las 200 millas náuticas (370.4 km) y en conjunto cubre una superficie de 2 946 825 km^2 que, sumados a los 2 000 000 de extensión continental, dan un total de 4 946 000 km^2 de superficie territorial nacional. La ZEE se divide en seis subprovincias, tomando como base la situación geográfica de cada una de ellas, así como las características geológicas, climatológicas, biológicas e hidrológicas de las mismas.

de 1982, suscribió un documento compuesto por 320 artículos y nueve anexos con el fin de reglamentar equitativamente un orden económico internacional que beneficie tanto a los países en vías de desarrollo como a los económicamente desarrollados, adyacentes o no al mar. Esta iniciativa se hizo con el fin de asegurar que los recursos naturales marinos sean aprovechados como patrimonio de la humanidad y no sólo por los países que cuentan con una tecnología avanzada y con recursos para explotarlos de acuerdo con sus intereses particulares. Esta explotación deberá incluir todos los recursos vivos y no vivos, tanto los contenidos en el tirante de agua, como los del lecho oceánico y del subsuelo marino.

La Ley del Mar contiene una serie de reglas que contemplan un conjunto de ordenamientos como navegación en aguas territoriales e internacionales, límites jurisdiccionales del mar, conservación y manejo de los recursos vivos, control y manejo de las islas, protección y preservación del ambiente marino, investigación científica, disputas territoriales, explotación de los recursos minerales en aguas internacionales, así como sobre la soberanía que ejerce un país en su ZEE.

Con base en estas reglas jurídicas internacionales, México tiene la posibilidad de explorar, inventariar y explotar en forma racional los recursos vivos y no vivos del mar, a lo largo y ancho de una franja litoral de más de 10 000 km de extensión y 500 000 km^2 de superficie en la plataforma continental, lo que representa un poco más de 20% de su ZEE, área de potencial económico que se extiende de la línea de costa hasta la profundidad de 200 metros.

Se ha dividido la ZEE de México en seis subprovincias, de acuerdo con sus características oceanográficas: geológicas, biológicas, físicas y químicas. Estas subprovincias son:

1. **Baja California-Pacífico:** está situada en la porción occidental de la península de Baja California. Esta zona está afectada por la corriente de California, que es fría y de baja salinidad, y se desplaza del noroeste al sureste, es decir, paralelamente a la costa de la península.
2. **Golfo de California:** esta zona es semirrestringida, es decir, la circulación del agua dentro del golfo no es muy efectiva; los cambios ocurren en el extremo sur del mismo, que recibe la influencia de la corriente de California y del Pacífico sur.

3. **Región panámica del océano Pacífico:** está ubicada en la porción meridional de nuestro país, en el océano Pacífico, desde las islas Revillagigedo hasta el Golfo de Tehuantepec. Recibe la influencia de la corriente tropical ecuatorial del Pacífico oriental, que se extiende desde las zonas aledañas al ecuador hasta el extremo sur del Golfo de California.
4. **Suroeste del Golfo de México:** está delimitada por el río Bravo al norte y el río San Pedro al sur. Numerosos sistemas fluviales descargan sus aguas, las que poseen un alto contenido de sedimentos provenientes del continente en esta zona. Por ello, tanto la plataforma continental como el fondo oceánico están constituidos por lodos y arenas de composición variable.
5. **Banco de Campeche:** su límite occidental biseca la porción sur del Golfo de México, y el oriental coincide con el borde de la plataforma marina calcárea de Yucatán, hasta Isla Mujeres en el estado de Quintana Roo. Debido a la composición de la Península de Yucatán, los sedimentos marinos depositados en esta gran provincia son de carbonato de calcio.
6. **Caribe mexicano:** la zona está situada en la porción oriental de la plataforma de Yucatán y se extiende desde Isla Mujeres, al norte, hasta la zona limítrofe de México con Belice. Debido a la poca afluencia de sedimentos continentales, la región se caracteriza por el desarrollo de complejos arrecifales de origen coralino, por lo que los sedimentos marinos, producto de ellos, también son calcáreos.

En todas estas subprovincias, los recursos minerales del mar se concentran como depósitos de placer durante lapsos que varían desde unas décadas hasta millones de años. Los minerales económicamente atractivos y de gran demanda son los siguientes: hidrocarburos, azufre, sal, roca fosfórica, minerales pesados, carbón, hierro, óxidos de magnesio, minerales preciosos, semipreciosos, así como aquellos utilizados para la construcción —como la grava, la arena, el limo y la arcilla— y otros metales estratégicos para la electrónica y la balística, por ejemplo, el níquel, el cadmio, el cobalto y el cobre. Estos últimos se encuentran en las ventilas o chimeneas hidrotermales, emplazadas en las cordilleras oceánicas profundas y en los nódulos de manganeso presentes en las planicies abisales. Algunas de estas concentraciones inciden dentro de nuestra ZEE.

La provincia del Pacífico se caracteriza por ser tectónicamente activa, lo que se hace evidente por su gran actividad sísmica, volcánica y por las intrusiones de rocas ígneas que han estado presentes a través de toda la historia evolutiva de la porción occidental del territorio nacional. Los movimientos tectónicos causan el rompimiento de la corteza terrestre y las soluciones mineralizantes rellenan las fracturas o reemplazan las rocas preexistentes con compuestos de óxidos y sulfuros de cobre, hierro, plata, zinc, cobalto, manganeso, titanio, torio, cromo, circonio y varios más; otros son minerales nativos, como la plata y el oro, abundantes en nuestro país.

Las rocas mineralizadas que afloran en el continente se disgregan por procesos fisicoquímicos y biológicos que separan a los minerales de la roca que los contiene. Algunos de ellos se disuelven y otros son acarreados, eólica y fluvialmente, como partículas sólidas, y se acumulan como depósitos de placer en la franja litoral y en la plataforma continental; a su vez, las corrientes de marea, el oleaje y las corrientes litorales y de fondo distribuyen los minerales a lo largo y ancho de la zona marina. En el borde de la plataforma continental, éstos se deslizan por gravedad en los cañones submarinos y forman cascadas hasta alcanzar los fondos oceánicos, a más de 3000 m de profundidad. Además de los minerales descritos, también hay otros que precipitan sobre los montículos submarinos aislados y con poca influencia de los sedimentos derivados del continente. Entre ellos figuran el mineral glauconita, rico en hierro y potasio, y las fosforitas, cuyo origen se asocia con los lugares de alta productividad orgánica. Éstas coinciden con las zonas donde emergen a la superficie las corrientes del fondo oceánico, que son frías y enriquecidas por nutrientes y oxígeno disuelto. Las fosforitas se precipitan como fosfatos de calcio alrededor o en el interior de conchas de moluscos y de microforaminíferos marinos, así como en

fragmentos de roca, o bien, reemplazando fragmentos de tallos y material maderáceo proveniente del continente y depositado en el lecho marino, tal como sucede en las costas suroccidentales de la península de Baja California y en el interior del Golfo de Tehuantepec.

Existen otras fuentes de minerales emplazadas en la cordillera oceánica del Pacífico oriental, dentro de la ZEE de México que están asociadas con las chimeneas hidrotermales como las de la Cuenca de Guaymas, situadas en la porción central y sur del Golfo de California, así como en el paralelo 21°N. Estas provincias fueron exploradas con base en convenios de colaboración científica entre México, Francia y Estados Unidos. Las expediciones oceanográficas se han llevado a cabo desde el final de la década de 1970 hasta la actualidad.

En estas localidades, las ventilas hidrotermales se encuentran un poco más allá de los 2000 m de profundidad y expulsan sulfuros polimetálicos con temperaturas mayores a los 350 °C. Tanto las chimeneas como los sedimentos asociados con las mismas, contienen los siguientes metales (valores promedio del peso total): fierro (4.76%), aluminio (4.03%), manganeso (0.08%), cobre (86 partes/millón), níquel (92 p/m) y cobalto (12 p/m), además de otros elementos como zinc, plata, plomo, bario y sílice.

La materia orgánica contenida en los sedimentos es considerable; varía entre 1.29 y 3.53%. De 13 muestras analizadas se obtuvo un valor promedio de 2.10%. Esta concentración es significativa ya que, en contacto con soluciones de alta temperatura, la materia orgánica se transforma en hidrocarburos gaseosos y líquidos del tipo del petróleo, cuya composición es la siguiente: etano, propano, isobutano y butano. La presencia de hidrocarburos líquidos de origen térmico no se restringe a la Cuenca de Guaymas, ya que Petróleos Mexicanos perforó en la provincia deltaica del río Colorado, al norte del Golfo de California, y encontró gas y condensados asociados con la gran fractura de San Jacinto-Cerro Prieto. Por ella fluyen masa y energía térmica del subsuelo que, en contacto con los sedimentos con altas concentraciones de materia orgánica, generan petróleo en sedimentos deltaicos del río Colorado, prácticamente de un día al otro.

Es de esperar que sobre la plataforma continental del océano Pacífico y en el piso oceánico exista gran variedad de minerales de placer provenientes de las rocas continentales, así como de otros formados *in situ* a diferentes profundidades. Éstos ya están detectados y su evaluación económica será posible cuando se colecten muestras en forma sistemática. En otro aspecto, la provincia del Golfo de California es atractiva como fuente de energía geotérmica, ya que las fracturas y fallas geológicas del Sistema San Andrés son también ductos de migración de calor y masa, como se observa en la Dorsal del Pacífico oriental, en la Cuenca de Guaymas y en Cerro Prieto, cuya planta produce electricidad a partir del vapor de agua a altas temperaturas.

Por otro lado, las condiciones geológicas en el Golfo de México son diferentes a las descritas en el Pacífico, en gran medida porque la actividad volcánica y las intrusiones de rocas ígneas han sido volumétricamente inferiores a las de la región del Pacífico. No obstante, los sedimentos depositados en las márgenes del Golfo de México alcanzan a veces espesores de más de 12 km, con materia orgánica derivada del continente y del mar. Debido a ello, las condiciones geológicas son propicias para la formación de hidrocarburos líquidos y gaseosos en volúmenes significativos, de tal forma que esta provincia se considera como *altamente petrolífera*. Asociados con los hidrocarburos están la sal y el azufre, de gran valor económico como en el caso de la antigua cuenca del Istmo en el estado de Veracruz, cuya prolongación al mar se localiza en la porción sur del Golfo de México y en la plataforma continental del Banco de Campeche. La sal también está presente aún más allá, en el centro del Golfo, en una región conocida como Zona de Domos Salinos de Sigsbee.

En la plataforma continental del Golfo de México también existen horizontes sedimentarios en el subsuelo marino, constituidos por agua y vapor mezclados con gas metano, que están encerrados entre estratos impermeables de arcilla y limo; a estos

horizontes se les conoce como **yacimientos geopresurizados** y representan fuentes de energía aún no exploradas.

Además de los minerales y las fuentes de energía, se conoce la existencia de depósitos de óxidos de manganeso en forma de costras y nódulos que se encuentran sobre las porciones norte y oriental de la plataforma de Yucatán, por lo que es probable que haya otros minerales, como fosforitas y glauconita. Por ello, es imprescindible que se incremente la exploración oceanográfica a fin de localizarlos, evaluarlos, y conocer su potencial económico.

En la planicie costera de Veracruz y en la plataforma marina adyacente a la misma, hay depósitos de cuarzo (óxido de silicio) que se están explotando por su importancia como abrasivos y para la industria del vidrio. En sitios específicos se conocen depósitos de minerales de óxidos y sulfuros, por ejemplo, en la desembocadura del río Bravo, en Tamaulipas; en San Andrés Tuxtla, Veracruz; en la planicie costera del estado de Tabasco, y en las desembocaduras de los ríos Usumacinta, Grijalva y San Pedro.

La tercera provincia geológica de gran importancia para México es la del Caribe, que incluye la porción nororiental de la península de Yucatán. En esta zona se han acumulado rocas de carbonato de calcio y evaporitas compuestas por cloruros y sulfatos, con un espesor mayor a los 3 500 metros.

Los recursos abióticos que se esperan de esta zona son: hidrocarburos, fosforitas, costras de manganeso y glauconita, además de la roca calcárea que aflora en la península y que por sí misma representa un recurso potencial muy importante como material de construcción y para la industria cementera.

A través de esta breve semblanza vemos que México tiene amplias posibilidades de desarrollar la explotación de sus recursos no vivos, por lo que es indispensable prestar más atención a la investigación básica que aporta estrategias de localización y de evaluación de los recursos minerales y energéticos con potencial económico. Es fundamental destacar que los programas de explotación de los recursos no vivos de las provincias marinas deberán definirse con apoyo del máximo avance tecnológico, con el fin de no alterar o, más aún, no destruir los sistemas ecológicos, ya que su desaparición crea daños irreversibles y hace que se pierda la oportunidad de beneficiarse con ellos, puesto que son una fuente estratégica para el desarrollo socioeconómico de México.

Configuración electrónica y geometría molecular del carbono

En 1828 se obtuvo por primera vez un compuesto orgánico a partir de uno inorgánico. El alemán Friedrich Wöhler calentó en forma accidental el cianato de amonio y sintetizó la urea (compuesto que resulta de la transformación de algunas proteínas y es componente de la orina).

La descomposición del cianato de amonio no originó la separación de sus átomos, pero sí un nuevo arreglo de ellos, lo cual resultó sorprendente.

La conversión de isocianato de amonio en urea acabó con la idea de la fuerza vital y estableció un enlace entre la química inorgánica y la orgánica. La denominación orgánica ha persistido como un medio cómodo para clasificar grupos de compuestos que tienen diversas características en común. El análisis de muchos de los compuestos orgánicos efectuados en los primeros tiempos demostraron que contenían carbono e hidrogeno, u oxígeno y nitrógeno; halógenos, azufre, fósforo y otros elementos. Hoy sabemos que la característica común de los compuestos clasificados como “orgánicos” es que todos contienen el elemento carbono; por tanto, podemos definir la química orgánica como la ciencia que estudia los compuestos del carbono, en cuanto a su composición, propiedades, obtención, transformaciones y usos. O de una manera más sencilla, como la química de los compuestos del carbono. De este modo, los compuestos que no contienen carbono se denominan inorgánicos; cabe mencionar que diversos compuestos que lo contienen, como el dióxido de carbono

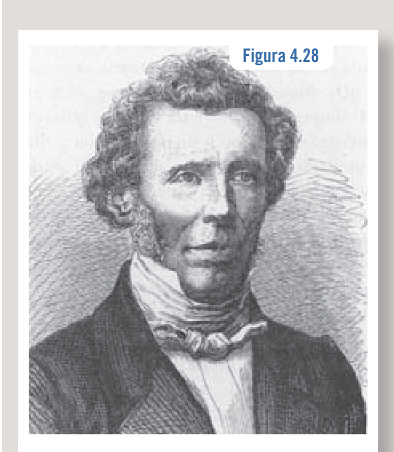


Figura 4.28

Fiedrich Wöhler realizó la síntesis de urea con materia inorgánica; con eso refutó la idea de que existía una diferencia entre la materia orgánica y la inorgánica.

(CO_2), el monóxido de carbono (CO), el acido carbónico (H_2CO_3) y otros carbonatos, se clasificaron como inorgánicos antes de la síntesis de Whöler; por comodidad, se ha respetado tal clasificación, así que forman parte de la química inorgánica.

Lecturas de reflexión

En 1839, once años después de la reacción de Wöhler, el estadounidense Charles Goodyear descubrió por accidente que el caucho natural adquiere la característica de la elasticidad al ser tratado con azufre a alta temperatura (es decir, se vulcaniza). En esa época nadie conocía la estructura molecular del hule, ni siquiera Goodyear; él sólo sabía que al calentarlo con azufre obtenía las propiedades que deseaba, pero ignoraba por qué. Aunque patentó el proceso, no mejoró su situación económica; murió en Nueva York, pobre y endeudado, el 1 de julio de 1860. El proceso que descubrió fue llamado vulcanización, en honor a Vulcano, dios romano del fuego.



Figura 4.29

El uso del caucho vulcanizado ha evolucionado la sociedad actual, como en el caso de los neumáticos.

Los átomos de carbono pueden unirse entre sí para formar cadenas hasta miles de átomos y anillos de varios tamaños, cosa que es imposible para la mayoría de los elementos del sistema periódico.

En química ya existe un amplio campo de estudio del boro (B), del silicio (Si) y del azufre (S) como elementos encadenados; sin embargo, aún no se compara con el del carbono.

En los compuestos del carbono sorprende el hecho de que con un arreglo atómico diferente se tiene un compuesto con propiedades distintas.

En la actualidad se conocen más de 900 000 compuestos inorgánicos y aproximadamente 10 millones de compuestos orgánicos; en los primeros intervienen todos los elementos de la tabla periódica y en los segundos son pocos los que participan, por ejemplo: C, H, O, N, S, P, los halógenos y algunos metales.

Cuadro 4.12 Diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos.

Propiedad	Orgánicos	Inorgánicos
Tipo de enlace	Predomina el enlace covalente	Predomina el enlace iónico
Solubilidad	Son solubles en solventes no polares	Por los general son solubles en agua
Conductividad eléctrica	No son buenos conductores de la electricidad	Son buenos conductores de la electricidad
Puntos de fusión y de ebullición	Bajos	Altos
Estabilidad	Muy inestables, se descomponen fácilmente	Son muy estables
Velocidad de reacción	Por lo general las reacciones son muy lentas	Las reacciones son casi instantáneas
Estructuras	Forman estructuras complejas de elevado peso molecular	No forman estructuras complejas y sus pesos moleculares son bajos
Isomería	Muy frecuente	Es muy raro



Figura 4.30

Algunos productos obtenidos a partir del petróleo.

Es tan amplio el número de compuestos orgánicos, que es necesario clasificarlos y nombrarlos para continuar después su estudio, según los métodos de su obtención, propiedades físicas, químicas y, por último, sus usos. Las diferencias mencionadas aceptan la evidencia experimental, por lo que hay algunas excepciones. Por tanto, es muy importante conocer la estructura del átomo de carbono.

Actividad experimental

Sigue las instrucciones de tu profesor; reúnanse en equipos de 4 o 5 alumnos y realicen la siguiente actividad. Contesten las preguntas que aparecen al final y anoten sus conclusiones.

Diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos

Objetivo

Identificar de manera experimental las diferencias entre los compuestos orgánicos e inorgánicos mediante pruebas cuantitativas.

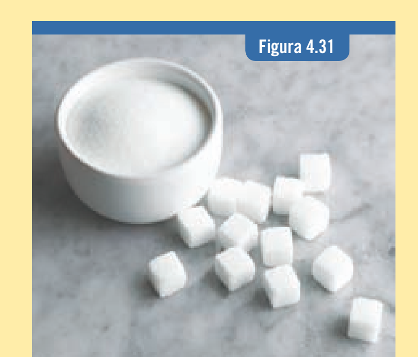
Consideraciones teóricas

Antes se creía que los compuestos orgánicos sólo se podían obtener a partir de la materia orgánica; sin embargo, a partir de la síntesis de la urea, se abrieron las posibilidades de producción sintética de numerosas sustancias orgánicas; en la actualidad se conocen cerca de 10 millones de compuestos orgánicos y unos 800 000 inorgánicos. El constituyente principal es el carbono.

Existen diferencias básicas entre los compuestos orgánicos y los inorgánicos, como solubilidad, combustión, conductividad eléctrica y tipo de enlace químico. Para identificar un compuesto orgánico, se determinan primero los elementos constitutivos y su peso molecular. Luego se identifican las constantes físicas más importantes, como: el punto de fusión y de ebullición, la solubilidad, la coloración de la flama y otras más.

Materiales

- 2 soportes universales
- 2 anillos de fierro con tela de asbesto
- 2 mecheros
- 2 cápsulas de porcelana
- 4 tubos de ensayo de 15 × 150 mm
- 1 circuito eléctrico con un foquito y cables conductores
- 2 vasos de precipitados de 100 mL
- 1 g de parafina sólida
- 1.5 g de cloruro de sodio ($NaCl$)
- 0.5 g de ácido benzoico (C_6H_5COOH)
- 5 mL de etanol (C_2H_5OH)
- 5 mL de agua (H_2O)
- 20 mL de disolución de azúcar a 1%
- 20 mL de disolución de sal ($NaCl$) a 1%


Figura 4.31

Procedimiento

1. Coloca 1 g de parafina en una de las cápsulas y en la otra 1 g de cloruro de sodio; apoyándote en los soportes, calienta de manera simultánea y observa lo que ocurre.
2. En un tubo de ensayo coloca 0.5 g de ácido benzoico y en el otro 0.5 g de cloruro de sodio; agrega a cada uno de ellos 5 mL de agua, agita con fuerza y observa lo que ocurre.

   Repite los pasos anteriores, pero ahora utiliza alcohol etílico o etanol.
3. En uno de los vasos coloca 20 mL de la disolución de azúcar y en el otro 20 mL de la disolución de sal; conecta el circuito e introduce en cada vaso los electrodos o alambres de cobre; observa lo que ocurre y regístralo.

(Continúa)

Actividad experimental *(Continuación)*

Preguntas:

1. ¿Qué le ocurrió a la parafina al iniciar el calentamiento? ______
2. ¿Qué le ocurrió al cloruro de sodio en el mismo tiempo? ______
3. ¿A qué se atribuye este fenómeno? ______
4. ¿Qué le ocurre al ácido benzoico al entrar en contacto con el agua? ______
5. ¿Qué le ocurrió al cloruro de sodio al entrar en contacto con el agua? ______
6. ¿Qué le ocurrió al ácido benzoico con el etanol? ______
7. ¿Qué le ocurrió al cloruro de sodio con el etanol? ______
8. ¿Qué ocurre cuando las sustancias se sumergen en la disolución de azúcar? ______
9. ¿Qué ocurre cuando las sustancias se sumergen en la disolución de cloruro de sodio? ______

Conclusiones: ______

Configuración electrónica del carbono e hibridación

El átomo de carbono es el principal elemento que constituye los compuestos orgánicos; se localiza en el grupo IVA (14), periodo 2 de la tabla periódica, su número atómico es 6, su masa atómica es de 12 uma; su configuración en el estado basal es:

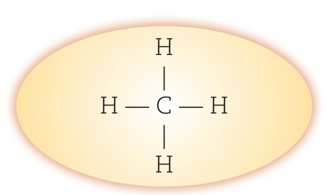
$$_6C = 1s^2 2s^2 2p^2$$

$$_6C = 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 p_z^0$$

$$_6C = \underset{1s}{\uparrow\downarrow}\ \underset{2s}{\uparrow\downarrow}\ \underset{2p_x}{\uparrow}\ \underset{2p_y}{\uparrow}\ \underset{2p_z}{__}$$

Sus números de oxidación son +4, −2, −4. Si el carbono mantuviera esta configuración se podrían formar sólo compuestos bivalentes, ya que los únicos electrones que participarían en el enlace serían los: $2p_x^1$ y $2p_y^1$.

Sin embargo, esto no explicaría la mayoría de la formación de los compuestos orgánicos en los que el carbono es tetravalente, por ejemplo, en el metano (CH_4):



Para explicar la formación de los cuatro enlaces covalentes en los compuestos orgánicos es necesario incluir dos nuevos conceptos:

a) La promoción de electrones con orbitales vacíos.

b) La hibridación de orbitales.

En el caso del inciso a): si consideramos que uno de los dos electrones del orbital 2*s* se promueve al orbital vacío $2p_z$, mediante la aplicación de cierta cantidad de energía interna, obtenemos la siguiente configuración electrónica:

$$_6C = \underset{1s}{\underline{\uparrow\downarrow}}\ \underset{2s}{\underline{\uparrow}}\ \underset{2p_x}{\underline{\uparrow}}\ \underset{2p_y}{\underline{\uparrow}}\ \underset{2p_z}{\underline{\uparrow}}\ \text{estado excitado}$$

A esta configuración se le conoce como estado excitado y además explica la temperatura del átomo de carbono, debido a los cuatro electrones desapareados.

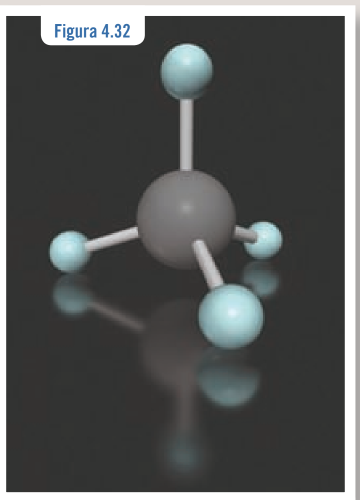


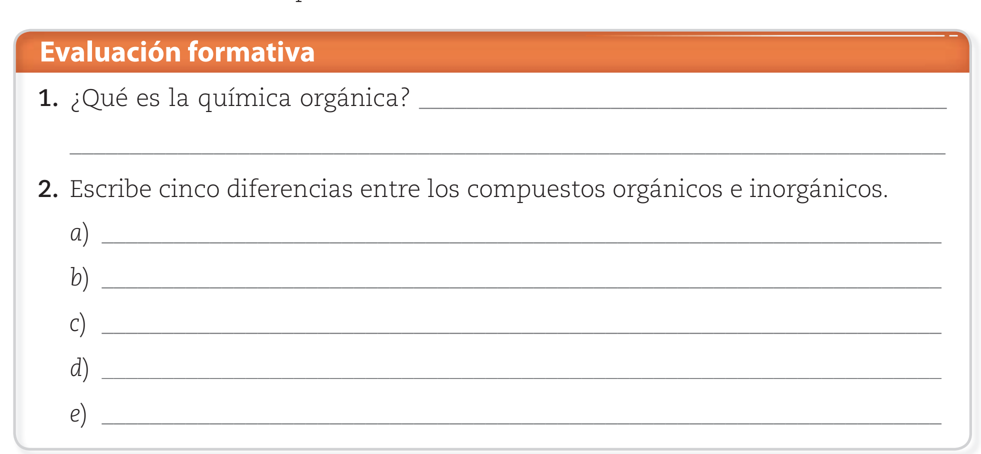
En el estado excitado del átomo de carbono los orbitales son los que participan en la formación de enlaces, lo cual da como resultado que tres de ellos sean equivalentes y el cuarto distinto. Sin embargo, en todos los casos sencillos son iguales, por lo que podemos suponer la igualación de energía de los cuatro orbitales en la que se obtendrán cuatro orbitales nuevos llamados "híbridos" debido a que tienen características de ambos orbitales *s* y *p*, para este caso son sp^3, proceso o estado conocido como **de hibridación**.

$$_6C = \underset{1s}{\underline{\uparrow\downarrow}}\ \underset{2sp^3}{\underline{\uparrow}}\ \underset{2sp^3}{\underline{\uparrow}}\ \underset{2sp^3}{\underline{\uparrow}}\ \underset{2sp^3}{\underline{\uparrow}}\ \text{estado híbrido}$$

Los orbitales híbridos con sp^3 son más estables que los originales *s* y *p*.

Como el átomo de carbono es tetravalente, se pueden formar moléculas gigantes como el diamante y el grafito, o pueden combinarse con otros átomos de carbono formando lo que se llama **longitud de enlace**; por ejemplo, el butano tiene una longitud de enlace de 4, debido a que tiene cuatro átomos de carbono enlazados entre sí.


Figura 4.32
Modelo espacial tetraédrico del metano (CH_4).



Evaluación formativa

1. ¿Qué es la química orgánica? ______________________________

____

2. Escribe cinco diferencias entre los compuestos orgánicos e inorgánicos.

a) ______________________________

b) ______________________________

c) ______________________________

d) ______________________________

e) ______________________________

Actividad experimental

Elaboración de un modelo molecular para el metano (CH_4)

De acuerdo con las instrucciones, realiza la siguiente actividad. Anota tus conclusiones.

Propósito:

Representar la molécula del metano en forma sencilla

Materiales:

- 4 bolas de unicel de 2 a 3 cm de diámetro
- 1 bola de unicel de 2 a 5 cm de diámetro
- 2 popotes de plástico. También pueden utilizarse palitos grandes de madera
- Pintura vinílica (dos colores diferentes, puede ser negro para el carbono y rojo para el hidrogeno)
- Cartoncillo

Procedimiento

1. Traza un tetraedro regular sobre el cartoncillo, como el que se muestra en la figura.
2. Recorta el contorno y dobla por las líneas punteadas.
3. Arma el tetraedro y pégalo.
4. Pinta las esferas pequeñas de color rojo y la más grande de color negro.
5. Une las esferas con los popotes (o con otro material). La figura que obtengas es la estructura tetraédrica del metano.

   Contesta las siguientes preguntas.

   ¿Cuál de los modelos te costó más trabajo realizar? ____________________

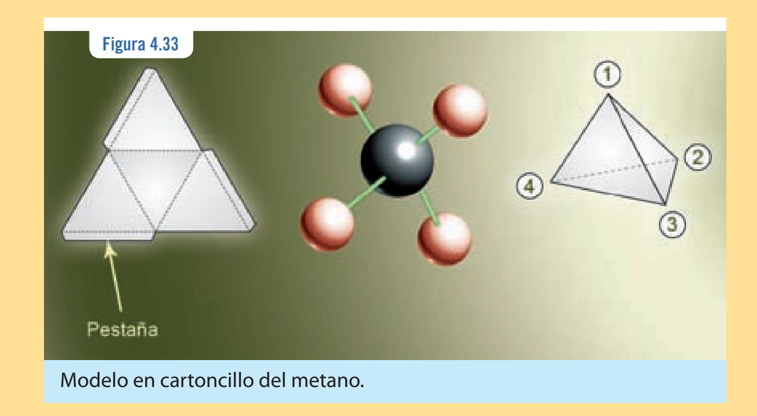
   ¿Por qué? ____________________

   ____

   ¿Cuál te gusta más? ____________________

   ¿Por qué? ____________________

   ____



Modelo en cartoncillo del metano.

Conclusiones: ____________________

____

____

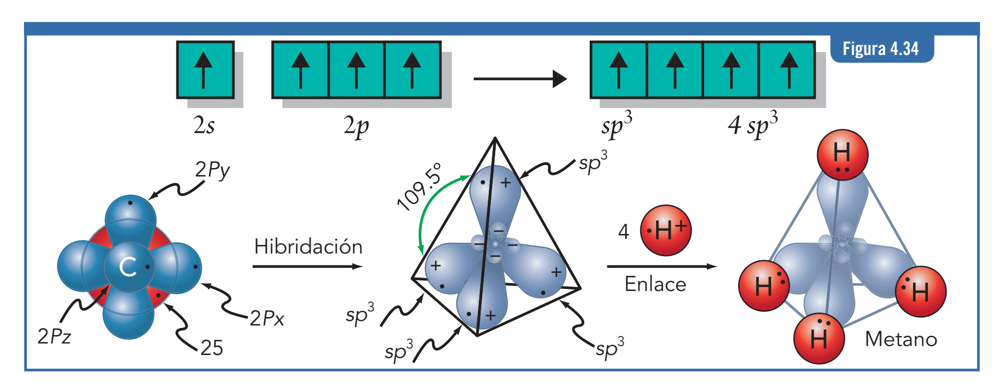
____

Hibridación de los orbitales atómicos del carbono

El carbono es el único elemento que presenta los tres tipos de hibridación conocidos como: sp^3, sp^2, sp originando así la simple, doble y triple covalencia que se explica a continuación.

Hibridación sp^3

Se forma por la combinación de *un* orbital *s* con *tres* orbitales *p*, esto es: **cuatro** regiones de densidad electrónica alrededor del carbono.

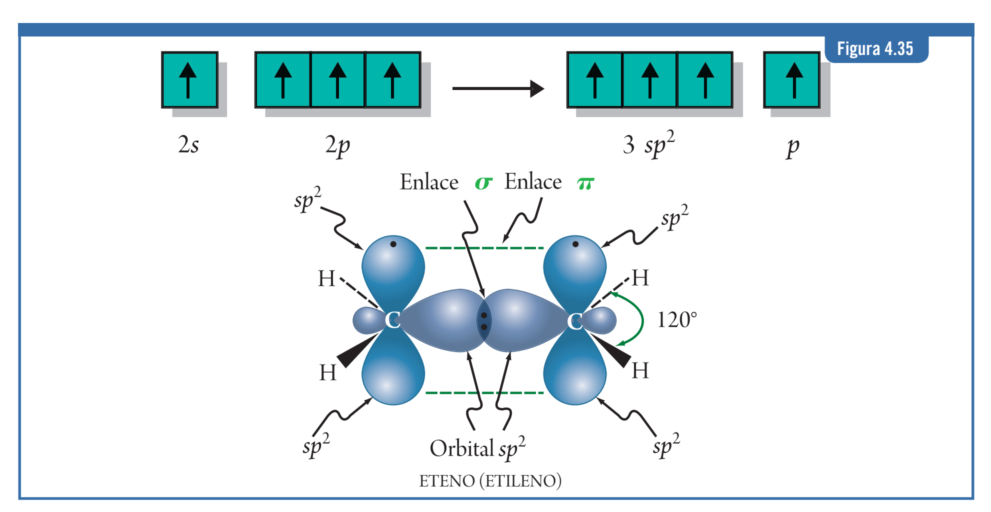


Como ya mencionamos, la geometría del metano nos da una estructura **tetraédrica (con un ángulo de 109.5°)**, pero si queremos establecer la estructura del etano, emplearemos la combinación de dos orbitales híbridos sp^3 de carbono para su explicación. El enlace sencillo se forma cuando se traslapa entre sí un orbital híbrido de cada átomo de carbono.

Hibridación sp^2

Se forma por la combinación de *un* orbital *s* con *dos* orbitales *p*, esto es: **tres** regiones de densidad electrónica alrededor del carbono nos da una **estructura trigonal (con un ángulo de 120°)**.

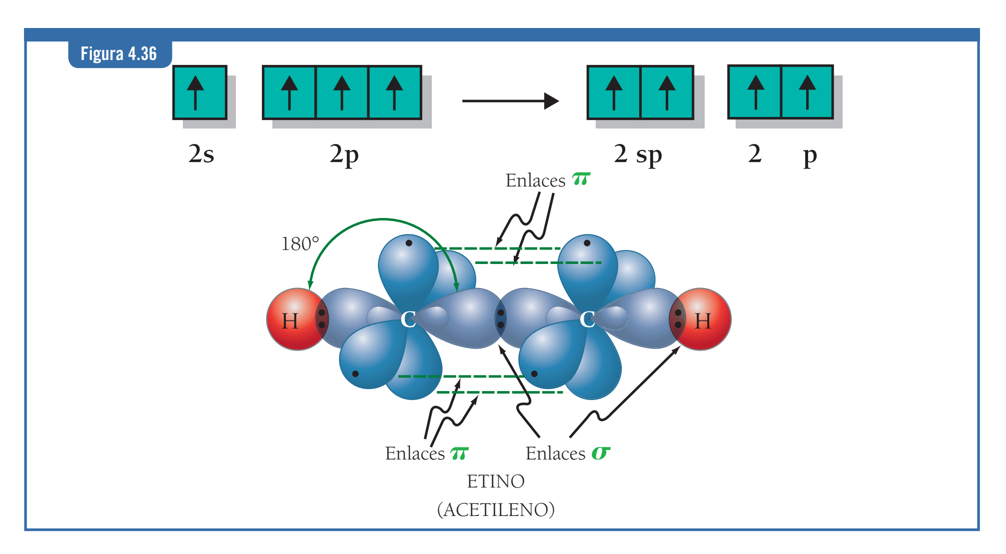
La geometría del eteno o etileno se explica con base en la combinación de dos orbitales híbridos sp^2 de carbono. Los enlaces sigma C–H se encuentran en un mismo plano. Con la hibridación los orbitales *p* de los átomos de carbono se combinan para formar un enlace π.



Hibridación sp

Se forma por la combinación de *un* orbital *s* con *un* orbital *p*, esto es: **dos** regiones de densidad electrónica alrededor del carbono nos da una **estructura lineal (con un ángulo de 180°).**

Figura 4.36



La geometría del etino o acetileno se explica según la combinación de dos orbitales híbridos *sp* de carbono. Los dos enlaces *p* se forman de los orbitales *p* de los átomos de carbono que no se hibridaron.

Evaluación formativa

Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Qué significa hibridación? ______________________________

2. Escribe dos ejemplos de hibridación que no usen términos de orbitales atómicos. ______________________________

____

3. Qué tipos de orbitales constituyen a la formación de los enlaces en el eteno ($CH_2 = CH_2$)? ______________________________

Lecturas de reflexión

El 90% del acero contiene carbono

Las propiedades del acero con carbono dependen del porcentaje que contengan de este último. Según la cantidad se clasifica como suave, medio y alto. Como los aceros carbonados son suaves, son dúctiles; en frío se hacen con el acero hojas para modelar las salpicaderas y partes para automóviles. Los aceros carbonados medios tienen mayor fuerza, pero son menos dúctiles, por lo que se utilizan como materiales estructurales. Los aceros carbonados altos son duros y quebradizos, así que se utilizan en la fabricación de objetos de alta resistencia.

Figura 4.37

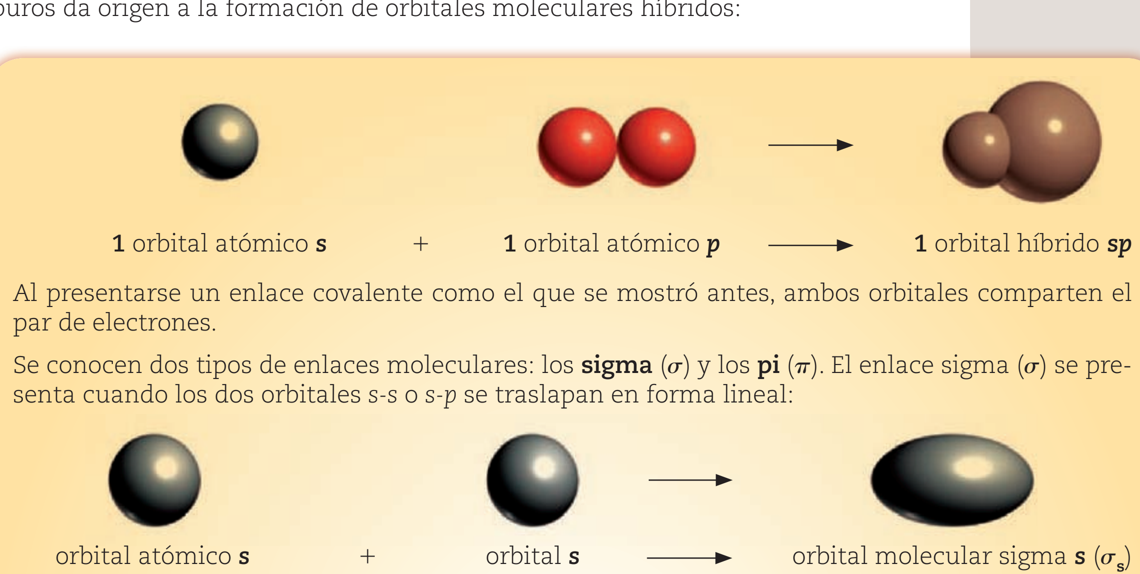
Automóvil del futuro fabricado con nuevos materiales y funciona con hidrógeno como combustible.

En la actualidad se ha desarrollado un nuevo acero llamado súper plástico o acero ultracarbonado (UHCS, por sus siglas en inglés), con él se pueden elaborar piezas de complicadas formas. El acero de Damasco estira hasta 100 veces su tamaño sin romperse. El tamaño para la mayoría de los aceros es menor que 100 veces. A temperatura elevada, el UHCS se moldea como melcocha. Además, casi no hay desperdicio en su uso, ya que conserva la materia y la energía.

La estructura electrónica de los átomos que constituyen una molécula orgánica determina la estructura tridimensional de ésta y sus propiedades.

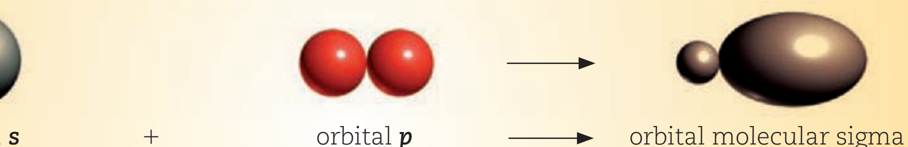
Una forma de visualizar la geometría molecular es considerar las distintas formas en que los orbitales atómicos *s* y *p* pueden traslaparse al compartir electrones. En el átomo de carbono, como ya se estudió, se presentan los tres tipos de orbitales híbridos: sp^3, sp^2 y *sp*, por lo que podemos tener las siguientes estructuras moleculares que nos permiten enlazar entre sí muchos átomos de carbono con otros carbonos e hidrógenos, dando lugar a gran número de compuestos orgánicos conocidos en la actualidad, lo cual constituye una fuente inagotable de investigación para obtener más compuestos.

De manera que es importante mencionar que la combinación de orbitales atómicos puros da origen a la formación de orbitales moleculares híbridos:

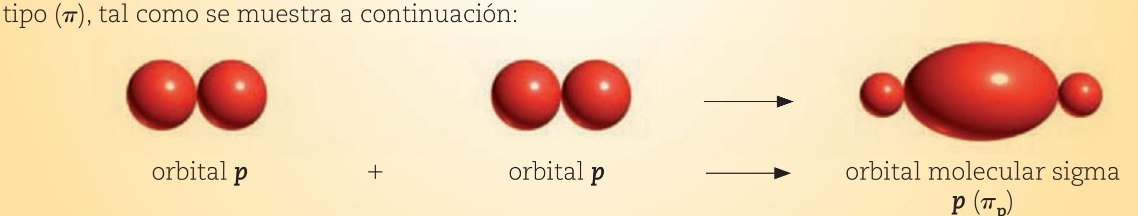


Al presentarse un enlace covalente como el que se mostró antes, ambos orbitales comparten el par de electrones.

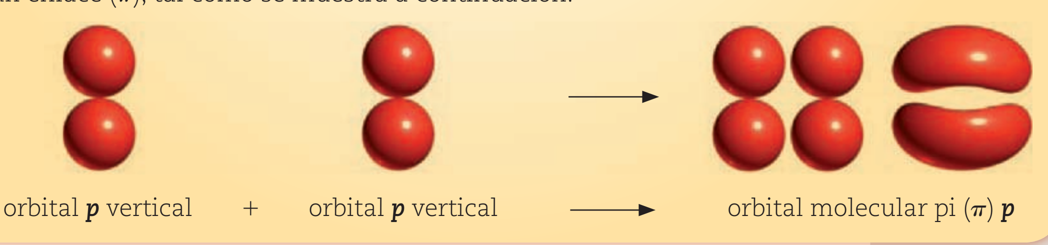
Se conocen dos tipos de enlaces moleculares: los **sigma** (σ) y los **pi** (π). El enlace sigma (σ) se presenta cuando los dos orbitales *s-s* o *s-p* se traslapan en forma lineal:



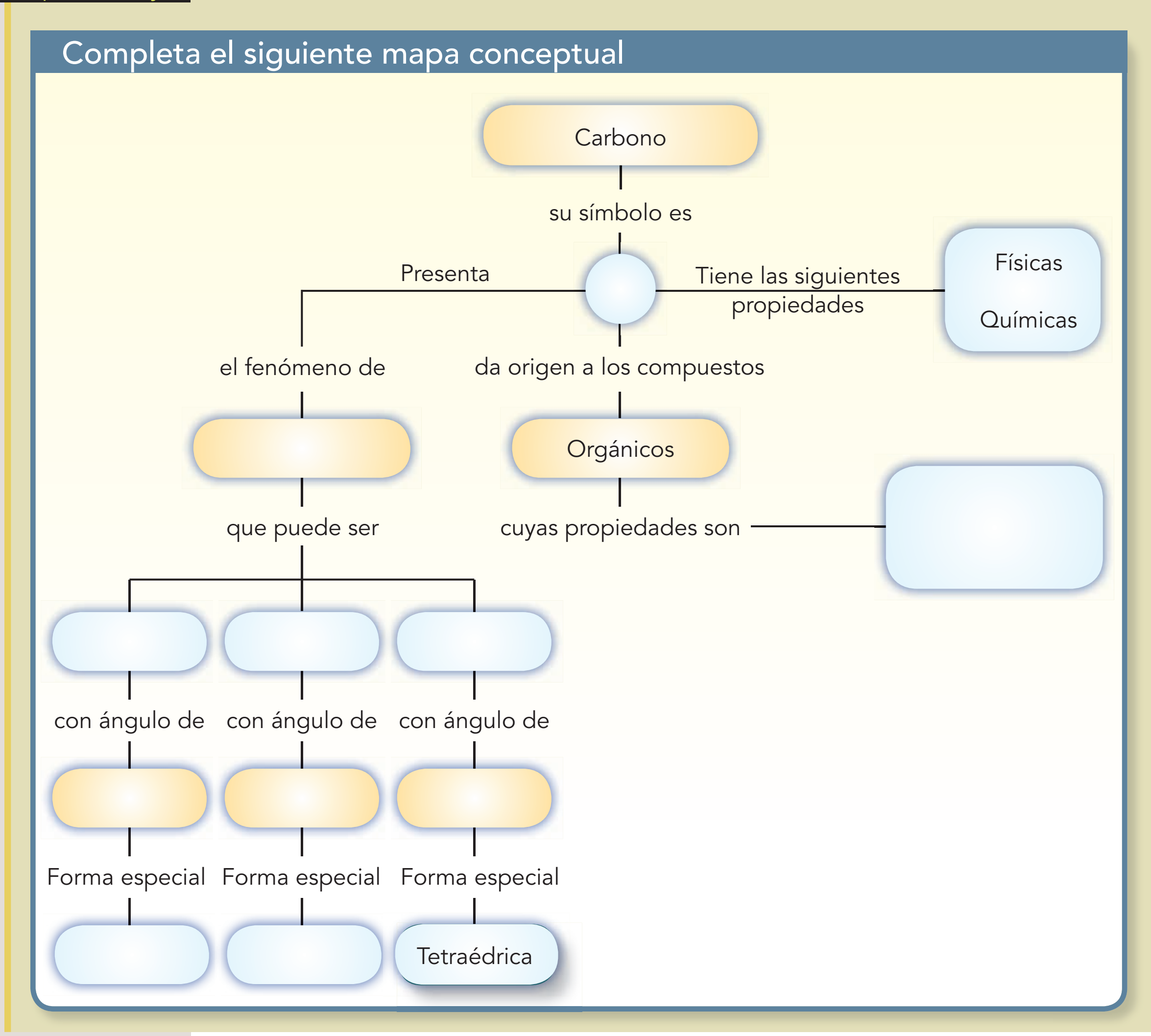
Cuando dos orbitales *p* se traslapan lo hacen de dos formas, ya que éstos no son esféricos. Si dos orbitales *p* se traslapan a lo largo del eje entre los núcleos de los dos átomos, se forma un enlace tipo (π), tal como se muestra a continuación:



Sin embargo, cuando los dos orbitales *p* se traslapan de manera lateral, con sus ejes paralelos, se forma un enlace (π), tal como se muestra a continuación:



Actividad de aprendizaje



Tipos de cadena e isomería

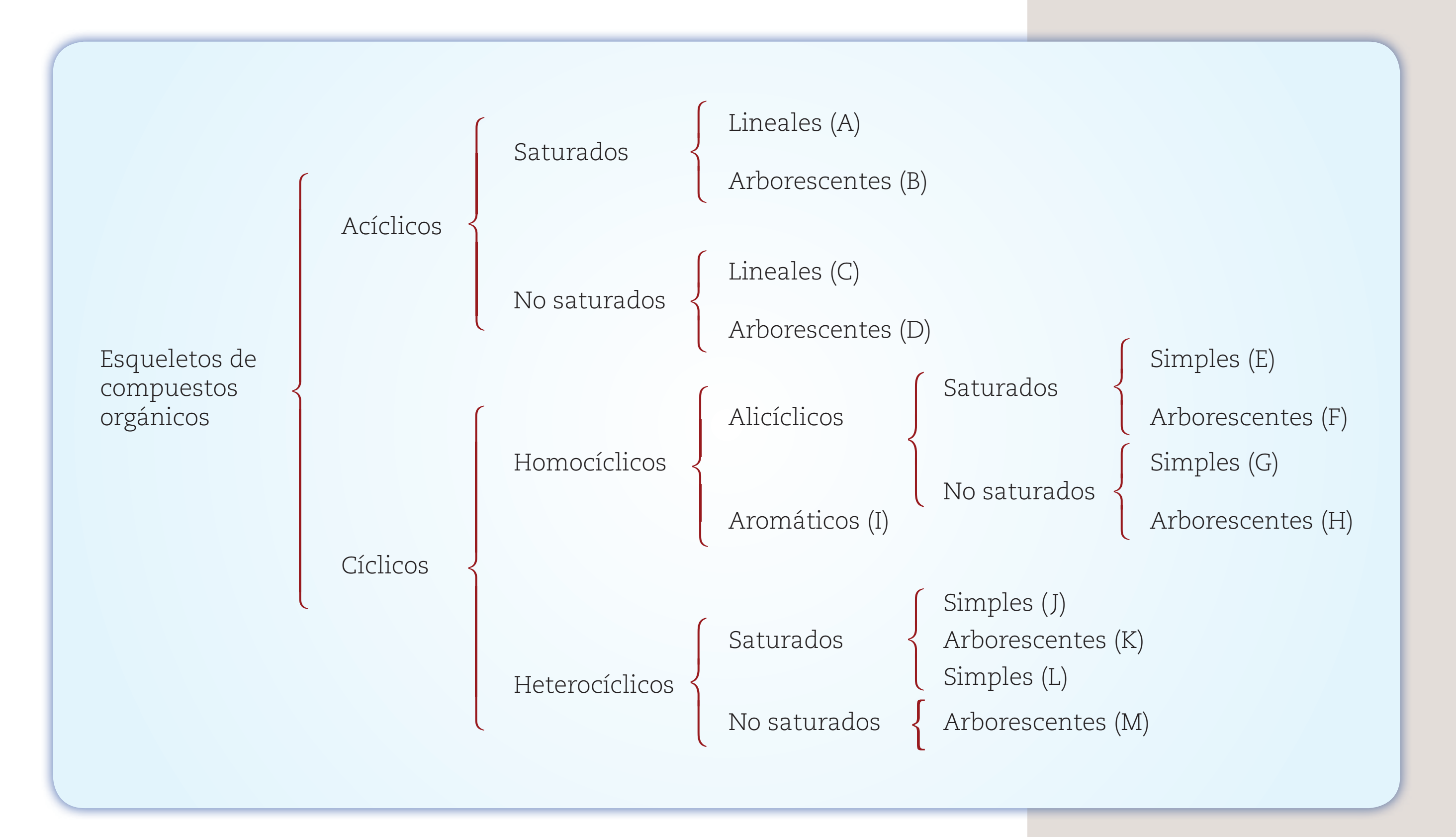
Las propiedades de las diversas sustancias y los usos de un material dependen de su estructura molecular. Existen varios métodos para conocer la estructura de las moléculas; el primero se considera la fuerza de repulsión entre los pares de electrones que están alrededor de un átomo. El segundo toma en cuenta las distintas maneras en que los orbitales atómicos pueden combinarse para formar otros orbitales alrededor de más de un núcleo. Los electrones que ocupan estos orbitales combinados enlazan a los átomos entre sí. En el tercero las moléculas tienen más de una estructura posible y el cuarto considera a los orbitales de las moléculas como una unidad y no como orbitales pertenecientes a átomos individuales.

Debido a su tetravalencia el átomo de carbono forma moléculas gigantes como el diamante o el grafito al combinarse de maneras diferentes. También se combina con otros átomos de carbono y forma lo que se llama **longitud de enlace**; por ejemplo, el butano tiene una longitud de enlace de 4, ya que está formado por cuatro átomos de carbono enlazados entre sí.

La longitud de la cadena de carbono determina la mayoría de sus propiedades físicas, como: el punto de ebullición y la solubilidad. Los *gases* y *líquidos* que tienen

un bajo punto de ebullición son compuestos con *cadenas cortas*; los compuestos con *cadenas medianas* son *líquidos* mientras que los *sólidos* tienen *cadenas largas*.

De acuerdo con la estructura de los esqueletos que constituyen los compuestos orgánicos, éstos se pueden clasificar como se muestra a continuación:



Nota: se llama esqueleto a la secuencia de átomos de carbono unidos entre sí, únicamente.

Acíclico. Esqueleto de cadena abierta.

Cíclico. Esqueleto de cadena cerrada.

Saturado. Enlace simple entre átomos de carbono, se refiere a los hidrocarburos saturados o alcanos.

No saturado. Un doble o triple enlace entre átomos de carbono. Se refiere a los alquenos y alquinos, respectivamente.

Homocíclico. Esqueleto cerrado, formado sólo con átomos de carbono.

Heterocíclico. Es un esqueleto cerrado, formado con algún átomo diferente al carbono (por ejemplo: O, N. S, P, entre otros).

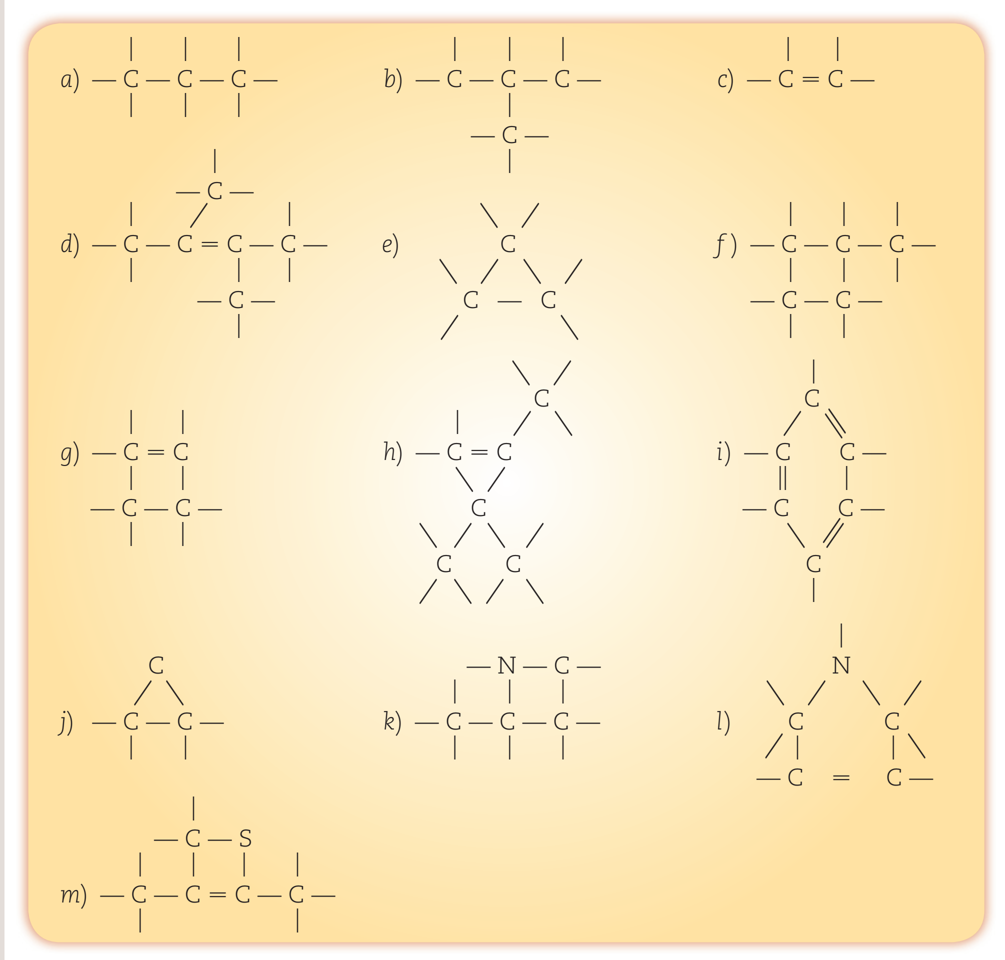
Lineal. Esqueleto sin arborescencias o ramificaciones.

Arborescente. Esqueleto con ramificaciones (radicales) unidas a la cadena principal.

Alicíclico. Se deriva de compuestos alifáticos cíclicos o esqueleto cíclico que no contiene un anillo bencénico.

Aromático. Esqueleto cíclico de seis carbonos unidos mediante dobles y simples ligaduras de manera alternada, también es llamado bencénico.

Simple. Se refiere a los esqueletos cíclicos sin arborescencias.



Es importante saber qué los átomos de carbono de los esqueletos anteriores se completan con átomos de hidrógeno, proceso conocido como **saturación de una molécula orgánica**. El átomo de carbono por su tetravalencia se puede saturar con cuatro átomos de hidrógeno, si no se combina con uno o más átomos de carbono.

Ejemplos:

1. La estructura de un esqueleto *acíclico no saturado arborescente* es:

```
   |   |   |   |
 — C — C — C = C —
   |   |
     — C —
       |
```

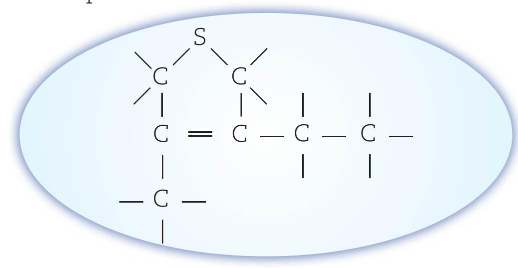
Es acíclico porque presenta cadena abierta; no saturado por la presencia de la doble ligadura, y arborescente, porque tiene una ramificación unida a la cadena más larga.

2. La estructura de un esqueleto *homocíclico saturado simple* es:

```
   |   |
 — C — C —
    \ /
     C
    / \
```

Es homocíclico porque es un ciclo con átomos de carbono exclusivamente; saturado, porque entre cada átomo de carbono hay ligadura simple, y es simple, porque no hay ramificaciones o arborescencias.

3. La estructura de un esqueleto *heterocíclico no saturado arborescente* es:



Es heterocíclico, porque en el ciclo hay un átomo diferente al carbono, en este caso está el azufre (S); no saturado por la doble ligadura en el ciclo, y arborescente, porque tiene dos ramificaciones.

De acuerdo con los esqueletos del cuadro anterior al saturar las ligaduras con átomos de hidrógeno, también se pueden escribir de la siguiente manera:

```
        H   H   H
        |   |   |
a)  H — C — C — C — H        o      CH3 — CH2 — CH3
        |   |   |
        H   H   H

        H   H   H
        |   |   |
b)  H — C — C — C — H        o      CH3 — CH — CH3
        |   |   |                         |
        H   |   H                        CH3
        H — C — H
            |
            H

c)  H — C = C — H            o      CH2 = CH2
        |   |
        H   H

            H
            |
        H — C — H
        H   |       H                      CH3
        |   |       |                      |
d)  H — C — C = C — C — H    o      CH3 — C = C — CH2 — CH3
        |       |   |                          |
        H       |   H                         CH3
            H — C — H
                |
                H

       H   H
        \ /
         C                            CH2
        / \                          /   \
e)  H — C — C — H            o    CH2 — CH2        o    (triángulo)
        |   |
        H   H

        H   H   H
        |   |   |
f)  H — C — C — C — H        o    H2C — CH — CH3   o    (cuadrado)—CH3
        |   |   |                  |     |
        |   |   H                 H2C — CH2
    H — C — C — H
        |   |
        H   H
```

Formas condensadas:

a) $CH_3 — CH_2 — CH_3$

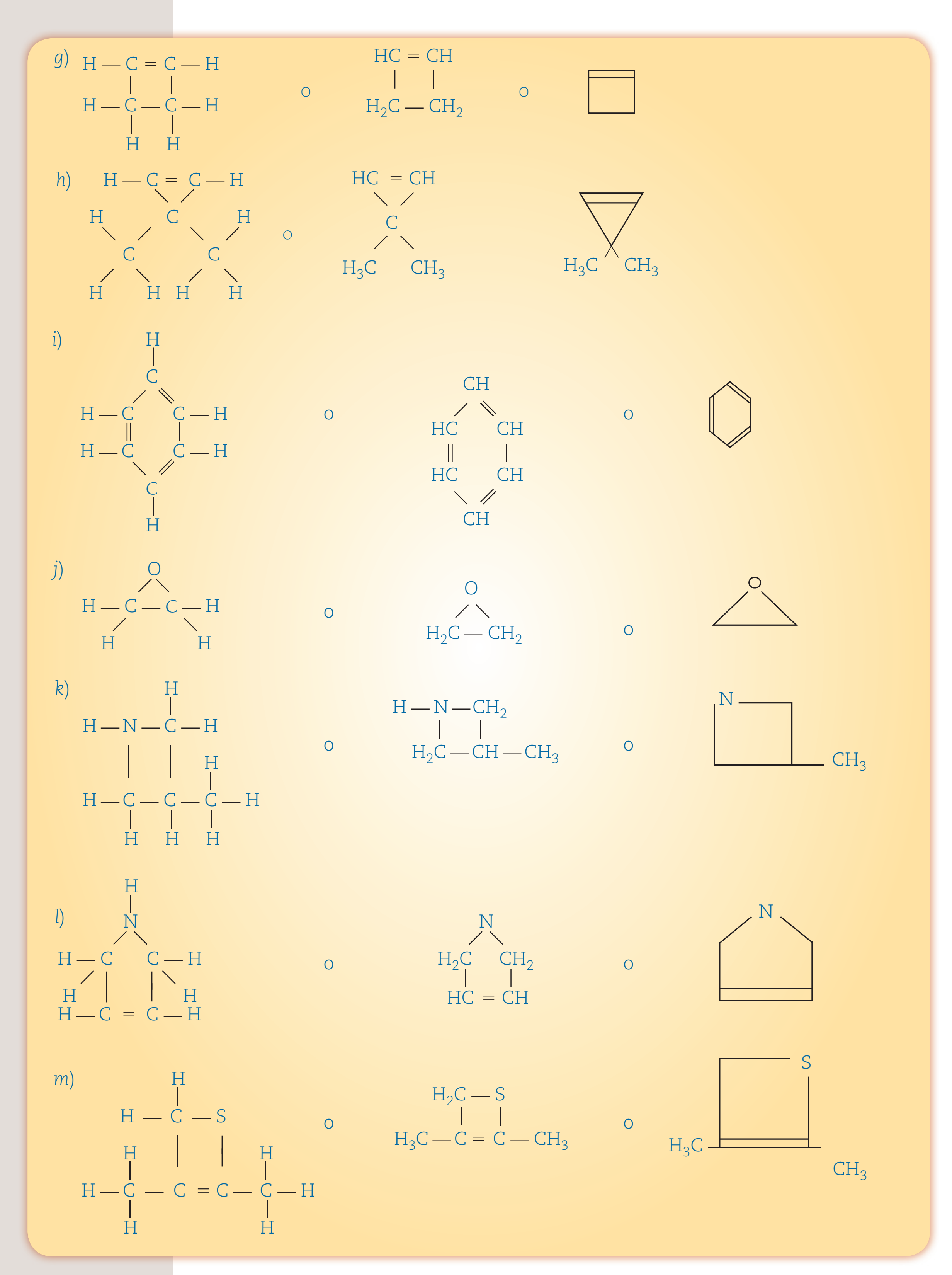
b) $CH_3 — CH(CH_3) — CH_3$

c) $CH_2 = CH_2$

d) $CH_3 — C(CH_3) = C(CH_3) — CH_2 — CH_3$

e) CH_2 / $CH_2 — CH_2$ (ciclo de tres)

f) $H_2C — CH — CH_3$ / $H_2C — CH_2$ (ciclo de cuatro con CH_3)



Tipos de fórmula utilizados en química orgánica e isomería

De acuerdo con la *tetravalencia* del átomo de carbono, los compuestos orgánicos se pueden representar mediante tres tipos de fórmulas:

1. Condensada o molecular
2. Semidesarrollada o de estructura
3. Desarrollada o gráfica

La fórmula **condensada** o **molecular** indica sólo el número total de átomos de cada elemento del compuesto; por ejemplo: C_4H_{10}.

En química orgánica esta fórmula no se utiliza mucho debido a que varios compuestos pueden tener la misma, lo cual puede causar confusión. Por ejemplo, la fórmula condesada C_4H_{10} puede corresponder al n-butano o al isobutano:

$$\begin{array}{ccccc} CH_3 & — & CH & — & CH_3 \\ & & | & & \\ & & CH_3 & & \end{array}$$

En la fórmula **semidesarrollada** se indican sólo los enlaces entre los carbonos que constituyen el compuesto:

$$CH_3 — CH_2 — CH_2 — CH_3$$

Es la representación más recomendable, ya que expresa con claridad el tipo de compuesto de que se trata e indica entre qué elementos se realizan la unión o el enlace químico.

En la fórmula **desarrollada** o **gráfica** se indican todos los enlaces presentes en la molécula orgánica.

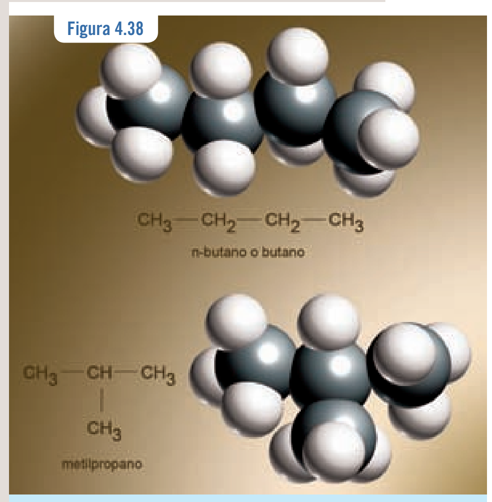
$$\begin{array}{ccccccccccc} & & H & & H & & H & & H & & \\ & & | & & | & & | & & | & & \\ H & — & C & — & C & — & C & — & C & — & H \\ & & | & & | & & | & & | & & \\ & & H & & H & & H & & H & & \end{array}$$

Aunque esta fórmula indica todos los enlaces de la molécula, no es adecuada para compuestos de alto peso molecular, ya que su escritura se complica demasiado.

A continuación se ejemplifica cada tipo de fórmulas.

Tipos de fórmulas utilizadas en química orgánica

Condensada o molecular	Semidesarrollada o de estructura	Desarrollada o gráfica
CH_4	CH_4	$\begin{array}{ccccc} & & H & & \\ & & \vert & & \\ H & — & C & — & H \\ & & \vert & & \\ & & H & & \end{array}$
C_2H_6	$CH_3 — CH_3$	$\begin{array}{ccccccc} & & H & & H & & \\ & & \vert & & \vert & & \\ H & — & C & — & C & — & H \\ & & \vert & & \vert & & \\ & & H & & H & & \end{array}$
C_3H_8	$CH_3 — CH_2 — CH_3$	$\begin{array}{ccccccccc} & & H & & H & & H & & \\ & & \vert & & \vert & & \vert & & \\ H & — & C & — & C & — & C & — & H \\ & & \vert & & \vert & & \vert & & \\ & & H & & H & & H & & \end{array}$
C_4H_{10}	$CH_3 — CH_2 — CH_2 — CH_3$	$\begin{array}{ccccccccccc} & & H & & H & & H & & H & & \\ & & \vert & & \vert & & \vert & & \vert & & \\ H & — & C & — & C & — & C & — & C & — & H \\ & & \vert & & \vert & & \vert & & \vert & & \\ & & H & & H & & H & & H & & \end{array}$



Isómeros de cadena o estructural del butano.

Isomería

En química orgánica existen muchos compuestos llamados isómeros, que tienen la misma fórmula condensada pero diferente fórmula estructural o *semidesarrollada*; en otras palabras, son compuestos de igual fórmula molecular, pero con diferentes propiedades.

En estos isómeros es necesario indicar el orden y la distribución en el espacio de los átomos mediante las fórmulas *semidesarrolladas*.

Para los hidrocarburos, la isomería puede ser:

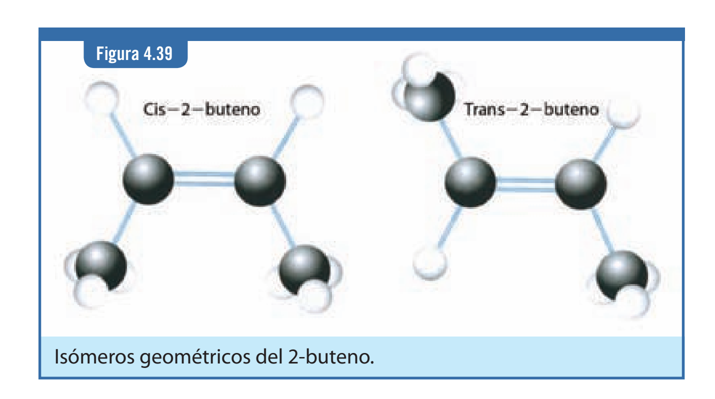
1. De cadena o estructural
2. De posición o lugar
3. Geométrica o cis-trans
4. Óptica o estereoisomería
5. Funcional

Isomería de cadena o estructural

La isomería de cadena o estructural la presentan principalmente los alcanos, cuya estructura varía. Por ejemplo, el butano (C_4H_{10}) se puede representar de la siguiente manera (cuadro 4.13):

Cuadro 4.13 Propiedades de los isómeros del butano.

Nombre	n-butano	Isobutano
Fórmula molecular o condensada	C_4H_{10}	C_4H_{10}
Punto de fusión	−138.5 °C	−160 °C
Punto de ebullición	0.5 °C	−12 °C
Densidad a 20 °C	0.579 g/mL	0.557 g/mL



Isómeros geométricos del 2-buteno.

Isomería de posición

La isomería de **posición** o **lugar** se presenta en los alquenos y alquinos, esto se debe al cambio de lugar de la doble o triple ligadura en la cadena principal.

Por ejemplo, isómeros del buteno: C_4H_8

$$\overset{1}{CH_2} = \overset{2}{CH} - \overset{3}{CH_2} - \overset{4}{CH_3} \qquad \overset{1}{CH_3} - \overset{2}{CH} = \overset{3}{CH} - \overset{4}{CH_3}$$

1 − buteno **2 − buteno**

Isomería geométrica o cis-trans

La presencia de la doble ligadura impide la libre rotación de los átomos de carbono en ese punto, lo cual origina la llamada isomería **geométrica** o **cis-trans**.

Por ejemplo, isómeros del buteno−2

CH_3 CH_3 / C = C / H H

Cis — 2 — buteno

CH_3 H / C = C / H CH_3

Trans — 2 — buteno

El isómero cis tiene tiene los dos grupos metil (CH_3) en un mismo plano y el isómero trans, en planos opuestos.

Isomería óptica o estereoisomería

La isomería óptica o estereoisomería es aquélla en la que los compuestos orgánicos tienen el mismo orden de enlace de los átomos, pero difieren en la forma en que éstos se ordenan en el espacio.

Los elementos más importantes de esta isomería son:

1. *Plano de simetría.* Se encarga de dividir una molécula en dos mitades equivalentes. Es como si se colocara un espejo de tal modo que una mitad de la molécula sea la imagen especular de la otra molécula.
2. *Centro de simetría.* Es un punto en el centro de una molécula a partir del cual si se traza una línea ésta encuentra otro átomo de la misma especie.

Un estereoisómero es quiral (del griego *kheir* que significa *manos*) cuando no es superponible con su imagen especular y no posee un plano o centro de simetría. Las imágenes especulares que no se superponen se denominan enantiómeras. Un enantiómero que rota el plano de la luz polarizada en la dirección de las manecillas del reloj (a la derecha), tal como lo vería un observador, es dextrorrotatorio (+). El enantiómetro que rota la luz hacia la izquierda es levorrotatorio (−). La forma racémica (+−) es ópticamente inactiva porque no rota el plano de la luz polarizada, es decir, se tiene una mezcla de igual número de moléculas de cada enantiómetro.

Por ejemplo, ácido láctico: $C_3H_6O_3$

COOH | C CH_3 H OH

COOH | C H CH_3 HO

Evaluación formativa

Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Cuáles son los tipos de fórmulas utilizadas en química orgánica?

____

____

2. ¿Qué es la isomería? ____

____

3. ¿Cuántos tipos de isomería se conocen? ____

____

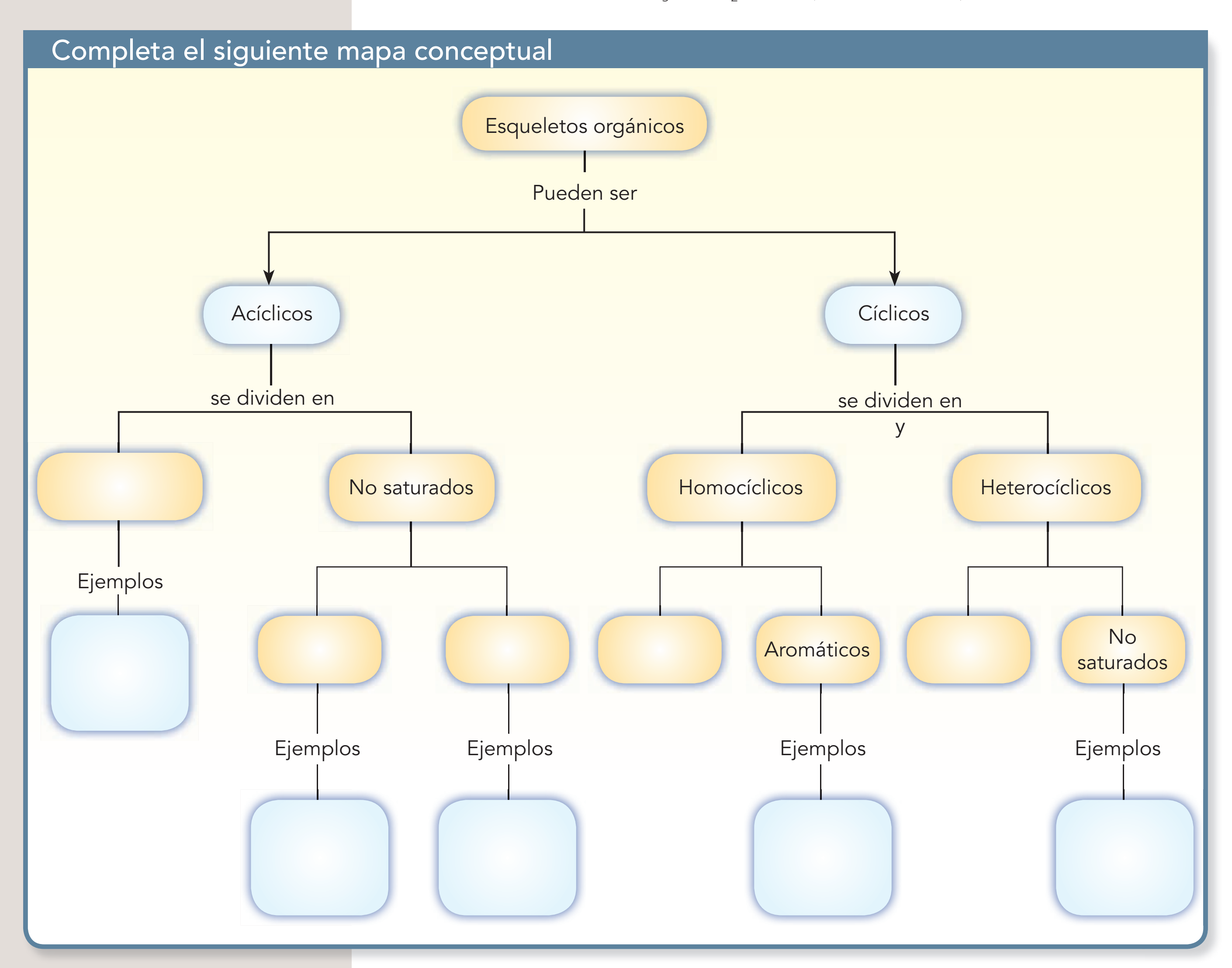
Isomería de función

Por último, la isomería funcional es cuando hay una misma fórmula condensada que corresponde a diferentes grupos funcionales.

Por ejemplo, C_2H_6O.

$CH_3 — O — CH_3$ (Éter metílico)

$CH_3 — CH_2 — OH$ (Alcohol etílico)



4.2.2 Hidrocarburos: alcanos, alquenos y alquinos

Los hidrocarburos son los compuestos más importantes obtenidos por el hombre, ya que de ellos se consigue una enorme variedad de productos petroquímicos; antes eran sustancias relativamente puras, derivadas del petróleo y sólo se empleaban en la industria química. En la actualidad los procesos de conversión se integran como parte de los procesos de separación, por lo que hacen productos originales más complejos; así pues, las compañías petroleras entran al mercado químico y las compañías químicas al ramo petrolero, de modo que casi todas las sustancias químicas se pueden considerar petroquímicas. A continuación se mencionan algunos productos obtenidos de los principales hidrocarburos y que se relacionan con la gasolina, que mueve la económica mundial.



Figura 4.40



Productos obtenidos del petróleo.



Figura 4.41

El petróleo es la fuente de obtención de hidrocarburos.

Nomenclatura de hidrocarburos alifáticos

Los hidrocarburos son los compuestos orgánicos más sencillos y están formados por carbono e hidrogeno. Entre ellos hay grados y tipos diferentes de reactividad química. Se clasifican según el número de enlaces covalentes formados entre los átomos de carbono de los compuestos. Los hidrocarburos constituyen una de las clases más amplias de compuestos orgánicos y se dividen en dos clases principales: alifáticos y aromáticos. Los hidrocarburos alifáticos no contienen el grupo benceno, o el anillo bencénico, mientras que los aromáticos contienen uno o más anillos bencénicos. A su vez, los alifáticos se dividen en alcanos, ciclo alcanos, alquenos y alquinos.

Si en la composición sólo intervienen enlaces de carbono-carbono, entonces los hidrocarburos se llaman alcanos o parafinas y son hidrocarburos saturados, ya que únicamente un par de electrones es compartido entre los carbones. Los compuestos que contienen dobles enlaces de carbono-carbono se llaman alquenos u olefinas y los compuestos que contienen triples enlaces de carbono-carbono se llaman alquinos o acetilenos.

Alcanos

Los alcanos son los hidrocarburos más sencillos que existen; dentro de éstos el más simple es el metano, CH_4; este compuesto tiene un arreglo tetraédrico al estar unido a los cuatro hidrógenos. El que sigue en tamaño es el etano C_2H_6, el tercero es el propano C_3H_8, y el cuarto es el butano, C_4H_{10}. Las siguientes estructuras corresponden a los alcanos:

$$\begin{array}{ccc}\mathrm{H} \\ | \\ \mathrm{H}-\mathrm{C}-\mathrm{H} \\ | \\ \mathrm{H}\end{array}$$

CH_4

Metano

$$\begin{array}{cc}\mathrm{H}\quad\mathrm{H} \\ |\quad\ | \\ \mathrm{H}-\mathrm{C}-\mathrm{C}-\mathrm{H} \\ |\quad\ | \\ \mathrm{H}\quad\mathrm{H}\end{array}$$

$CH_3 — CH_3$

Etano

$$\begin{array}{c}\mathrm{H}\quad\mathrm{H}\quad\mathrm{H} \\ |\quad\ |\quad\ | \\ \mathrm{H}-\mathrm{C}-\mathrm{C}-\mathrm{C}-\mathrm{H} \\ |\quad\ |\quad\ | \\ \mathrm{H}\quad\mathrm{H}\quad\mathrm{H}\end{array}$$

$CH_3 — CH_2 — CH_3$

Propano

$$\begin{array}{c}\mathrm{H}\quad\mathrm{H}\quad\mathrm{H}\quad\mathrm{H} \\ |\quad\ |\quad\ |\quad\ | \\ \mathrm{H}-\mathrm{C}-\mathrm{C}-\mathrm{C}-\mathrm{C}-\mathrm{H} \\ |\quad\ |\quad\ |\quad\ | \\ \mathrm{H}\quad\mathrm{H}\quad\mathrm{H}\quad\mathrm{H}\end{array}$$

$CH_3 — CH_2 — CH_2 — CH_3$

Butano

Como se mencionó antes, en los esqueletos de los compuestos orgánicos encontramos que una de sus valencias está unida a un carbono adicional y las otras tres están ocupadas por hidrogeno o cualquier átomo o grupo de átomos, como sigue:

$$\begin{array}{c}\mathrm{H}\qquad\mathrm{H} \\ |\qquad\ | \\ \mathrm{H}-\mathrm{C}^{1o.}-\mathrm{C}^{1o.}-\mathrm{H} \\ |\qquad\ | \\ \mathrm{H}\qquad\mathrm{H}\end{array}$$

En este caso, decimos que es un **carbono primario**.

Existe un **carbono secundario** cuando dos de sus valencias se encuentran unidas a dos carbonos adicionales, por ejemplo:

$$\begin{array}{ccccccccc} & & H & & H & & H & & \\ & & | & & | & & | & & \\ H & — & C^{1o.} & — & C^{2o.} & — & C^{1o.} & — & H \\ & & | & & | & & | & & \\ & & H & & H & & H & & \end{array}$$

Ahora bien, si el carbono está unido con tres de sus valencias a tres carbonos adicionales, obtenemos un **carbono terciario**, por ejemplo:

$$\begin{array}{ccccccccc} & & H & & H & & H & & \\ & & | & & | & & | & & \\ H & — & C^{1o.} & — & C^{3o.} & — & C^{1o.} & — & H \\ & & | & & | & & | & & \\ & & H & & | & & H & & \\ & & H & — & C^{1o.} & — & H & & \\ & & & & | & & & & \\ & & & & H & & & & \end{array}$$

Por último, si las cuatro valencias de carbono están unidas con átomos de carbono adicionales, se trata de un **carbono cuaternario**, por ejemplo:

$$\begin{array}{ccccccccccc} & & & & H & & & & & & \\ & & & & | & & & & & & \\ & & & H — & C & — H & & & & & \\ & & H & & | & & H & & H & & H \\ & & | & & | & & | & & | & & | \\ H & — & C & — & C^{4o.} & — & C & — & C & — & C — H \\ & & | & & | & & | & & | & & | \\ & & H & H — & C & — H & H & H — & C & — H & H \\ & & & & | & & & & | & & \\ & & & & H & & & & H & & \end{array}$$

Observa las siguientes fórmulas de alcanos:

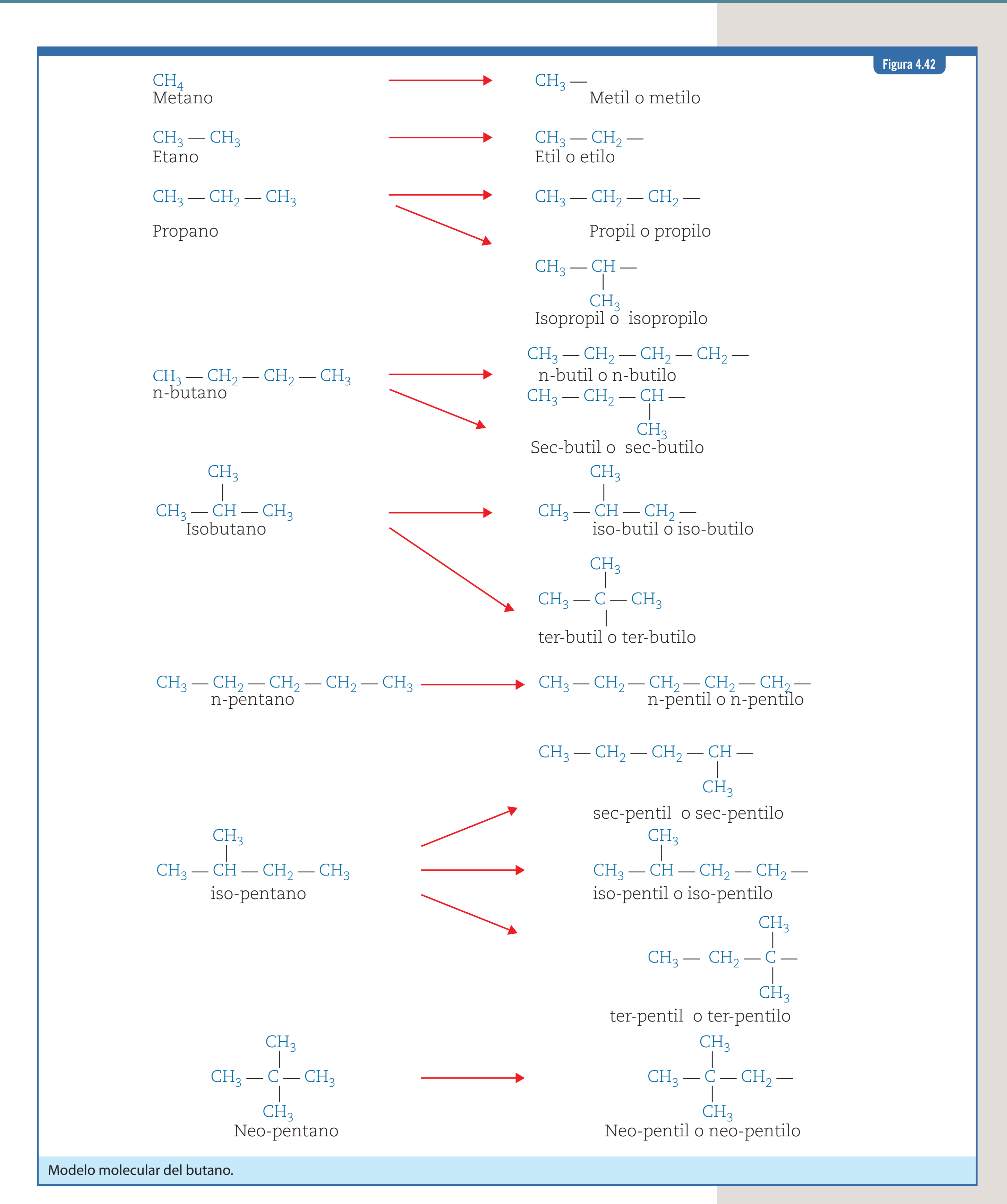
$CH_3—CH_3$	Etano
$CH_3—CH_2—CH_3$	Propano
$CH_3CH_2—CH_2—CH_3$	Butano
$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$	Pentano

En ellas notamos que el butano contiene un carbono y dos hidrógenos más que el propano, que éste a su vez tiene un carbono y dos hidrógenos más que el etano, y así sucesivamente. Por tanto, a *una serie de compuestos cuyos miembros difieren del siguiente en un valor constante se denomina* **serie homóloga** y sus miembros son **homólogos**.

La fórmula general de los alcanos es: C_nH_{2n+2}, donde *n* es el número de carbonos de hidrocarburos saturado.

Para nombrar a los hidrocarburos saturados es necesario conocer con anticipación los nombres de algunos grupos orgánicos a los que se conoce como radicales alquilo (R−). *Un radical es un átomo o grupo de átomos que constituyen sólo parte de una molécula*, por ejemplo: CO_3^{2-}, NH_4^{1+}, SO_4^{2-}; en las estructuras orgánicas, los radicales que aparecen constantemente están formados por carbono e hidrogeno, como: CH_3-, CH_3-CH_2-, etcétera. Observamos que estos radicales derivan su estructura de la de un hidrocarburo saturado que ha perdido un átomo de hidrógeno, de manera que su nombre se deriva del hidrocarburo principal sustituyendo la terminación -**ano** por -**il** o -**ilo**. A continuación se escriben los radicales alquilo más comunes.

Figura 4.42



Modelo molecular del butano.

De acuerdo con lo anterior, la fórmula general de los radicales alquilo es: C_nH_{2n+1}.

Evaluación formativa

1. ¿Qué es un radical alquilo? ______________________________

____

2. ¿Cuál es la principal fuente natural de obtención de hidrocarburos? ________

____

Actividad experimental

¿Cómo obtener una crema para limpiar muebles?

Sigan las instrucciones de su profesor; reúnanse en equipos de 4 o 5 alumnos y realicen la siguiente actividad. Contesten las preguntas que aparecen al final y con sus conclusiones elaboren un informe escrito de la actividad y expóngalo frente al grupo.

Material:

- 2 vasos de precipitados (o recipientes) de 250 mL
- 1 varilla de madera para agitar
- 1 termómetro
- 1 soporte de aro y nuez
- 1 mechero
- Cera de abejas
- Parafina
- Ácido esteárico
- Aguarrás
- Trietanolamina
- Aceite de lavanda (perfume)
- Colorante

Figura 4.43



Vasos del experimento: 1. Con cera de abeja, parafina y ácido esteárico; 2. Con agua, aguarrás, trietanolamina.

Procedimiento:

1. Mezclen en algunos de los vasos las siguientes sustancias: 4 g de cera de abeja, 4 g de parafina y 2.6 g de acido esteárico; después calienten hasta 75 °C.
2. En el otro vaso, mezclen 24 mL de agua, 11.2 mL de aguarrás y 1 mL de trietanolamina; después calienten también hasta 75 °C.
   - Al colocar primero el agua y luego el aguarrás, ¿qué observan? ______________________________

     ____
   - ¿Qué ocurre al añadir la trietanolamina? ______________________________

     ____
3. Mezclen el vaso del paso 2 en el vaso del paso 1 del procedimiento agitando de manera continua con la varilla y, cuando la temperatura disminuya a 40 °C, añadan el colorante y el perfume.
4. Coloquen en un envase la emulsión obtenida antes de que se enfríe.
   - ¿Químicamente es lo mismo una cera que una grasa? ______________________________

(*Continúa*)

Actividad experimental

(*Continuación*)

¿Por qué? ______

- ¿La mezcla del primer vaso es soluble en agua? ______

  ¿Cómo lo comprobarían? ______

- ¿La mezcla del primer vaso es soluble en aguarrás? ______

  ¿Cómo lo comprobarían? ______

- ¿Se disuelve el aguarrás en el agua? ______
- ¿Cuál de los dos es más denso? ______
- Al añadir la trietanolamina a la mezcla de aguarrás se forma una emulsión. ¿Qué es una emulsión? ______
- Utilicen el papel indicador (pH) para determinar si la trietanolamina tiene un carácter ácido, básico o neutro. ______
- Mezclen en un tubo de ensayo un poco de trietanolamina y de aceite de cocina; luego agiten la mezcla. ¿Qué observan? ______

  ______

  ______

  ¿Se ha formado jabón? ¿Por qué? ______

  ______

  ______

Conclusiones:

______

______

______

______

Nomenclatura de alcanos normales

Los alcanos normales son compuestos que tienen sus átomos de carbono unidos entre sí con enlaces sencillos (σ) y las valencias se saturan con átomos de hidrógeno. Los primeros cuatro miembros de la serie llevan nombres comunes, pero a partir del hidrocarburo de cinco átomos de carbono se nombran de acuerdo con las reglas establecidas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), es decir, el nombre se forma con la raíz del numeral griego o latino que indica el número de carbonos presentes en la molécula y se agrega la terminación **-ano**.

A partir de los compuestos con cuatro átomos de carbono, los nombres de los hidrocarburos de cadena lineal se llaman normales y al escribir su nombre se les antepone la letra **n-**; con estos compuestos se presenta el fenómeno de la **isomería** que, como sabemos, en el caso de los alcanos recibe el nombre de isomería de **cadena** o **estructural.**

$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3 \quad \text{y} \quad CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH_3$$

n-butano   iso-butano

Cuadro 4.14 Alcanos normales.

Número de carbonos	Nombre	Estructura	p.f. °C	p.e. °C	Densidad (a 20 °C)
1	Metano	CH_4	2183	2162	0.42
2	Etano	$CH_3 - CH_3$	2172	289	0.55
3	Propano	$CH_3 - CH_2 - CH_3$	2187	242	0.58
4	n-Butano	$CH_3 - (CH_2)_2 - CH_3$	2135	20.5	0.58
5	n-Pentano	$CH_3 - (CH_2)_3 - CH_3$	2130	36	0.63
6	n-Hexano	$CH_3 - (CH_2)_4 - CH_3$	294	69	0.66
7	n-Heptano	$CH_3 - (CH_2)_5 - CH_3$	290	98	0.68
8	n-Octano	$CH_3 - (CH_2)_6 - CH_3$	257	126	0.70
9	n-Nonano	$CH_3 - (CH_2)_7 - CH_3$	254	151	0.72
10	n-Decano	$CH_3 - (CH_2)_8 - CH_3$	230	174	0.73
15	n-Pentadecano	$CH_3 - (CH_2)_{13} - CH_3$	10	268	0.77
16	n-Hexadecano	$CH_3 - (CH_2)_{14} - CH_3$	18	280	0.775
17	n-Heptadecano	$CH_3 - (CH_2)_{15} - CH_3$	22	303	0.777
18	n-Octadecano	$CH_3 - (CH_2)_{16} - CH_3$	28	308	0.777

Por ejemplo: los isómeros de cadena para el n-pentano (C_5H_{12}) son:

$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

n-pentano

$CH_3 - CH(CH_3) - CH_2 - CH_3$

iso-pentano

$CH_3 - C(CH_3)_2 - CH_3$

ter-pentano

Por lo general, todo alcano tiene cierto número de estructuras isómeras y un nombre inequívoco para cada una de ellas.

Nomenclatura de alcanos arborescentes

Para nombrar los alcanos arborescentes, se utiliza el sistema IUPAC, cuyas reglas son las siguientes:

1. Se selecciona la cadena más larga posible de átomos de carbono, que dará origen al nombre del compuesto y determinará su estructura principal.
2. Se numera la cadena principal, empezando por el extremo que tenga la arborescencia o ramificación más próxima. En el caso de que haya dos arborescencias a la misma distancia, se escoge la que tenga mayor número de carbonos. Si hay dos arborescencias en un extremo y otra a la misma distancia, se escoge el extremo que tenga las dos arborescencias.
3. Se nombra cada una de las arborescencias o sustituyentes, indicando con un número la posición que ocupa en la cadena principal.
4. Si en una estructura se repite el mismo radical o sustituyente, se utilizan los prefijos: di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, etcétera, unidos al nombre del sustituyente. Por ejemplo: dimetil (dos metilos), triisopropil (tres isopropilos), y así por el estilo.

5. Se nombran los radicales por orden alfabético o por su complejidad.

6. Se nombra el compuesto con una sola palabra, separando los nombres de los números con guiones y los números entre sí con comas. Se agregan los nombres de los sustituyentes al nombre básico.

Ejemplos:

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{CH}(CH_3)-\overset{3}{CH_3}$$

2-metil propano

$$\overset{1}{CH_3}-\overset{2}{CH_2}-\overset{3}{CH}(CH_2-CH_3)-\overset{4}{CH_2}-\overset{5}{CH_3}$$

3-etil pentano

$$^{1}CH_3-{}^{2}C(CH_3)_2-{}^{3}CH_2-{}^{4}CH_2-{}^{5}CH(CH_3)-{}^{6}CH(CH_3)-{}^{7}CH_3$$

2,2,5,6-tetrametil heptano

$$Cl-{}^{2}CH({}^{1}CH_3)-{}^{3}CH(CH_3)-{}^{4}CH(CH_2-CH_3)-{}^{5}C(CH_2-CH_3)(CH(CH_3)-CH_3)-{}^{6}CH_2-{}^{7}CH(CH(CH_3)-CH_2-CH_3)-{}^{8}CH_2-{}^{9}CH_2-{}^{10}CH(Cl)-{}^{11}CH_2-{}^{12}CH_3$$

2,10-dicloro-3-metil-4,5-dietil-5-isopropil-7-secbutil dodecano

Cicloalcanos

Son compuestos de cadena cerrada, que poseen enlaces simples entre cada átomo de carbono; también se llaman **alicíclicos** (compuestos alifáticos cíclicos). Su fórmula general es: C_nH_{2n}; para nombrarlos se coloca el prefijo **ciclo-** al nombre del alcano de cadena abierta correspondiente, de igual número de carbonos el anillo como;

Ciclopropano: CH_2, CH_2, CH_2 (anillo de tres carbonos)

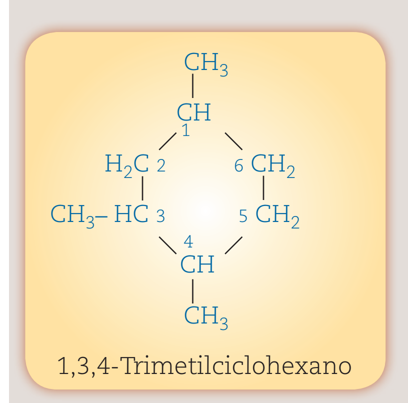
Ciclobutano: H_2C, CH_2, H_2C, CH_2 (anillo de cuatro carbonos)

Ciclopentano: CH_2, H_2C, CH_2, H_2C, CH_2 (anillo de cinco carbonos)

Anillo: $^{1}CH-Cl$, $^{2}H_2C$, $Br-{}^{3}HC$, $^{4}CH_2$, $^{5}CH_2$

1-Cloro-3-Bromociclopentano

Observe que, en el ciclo, los átomos de carbono están unidos. Cuando se presentan arborescencias en el anillo (digamos, grupos alquilo, halógenos, etc.), se indica la posición 1 a un carbono en particular y luego, se numera alrededor del anillo hacia el sustituyente más próximo, de tal modo que resulte la combinación de números más baja, por ejemplo:



1,3,4-Trimetilciclohexano

Evaluación formativa

Escribe las fórmulas estructurales condensadas de los siguientes compuestos:

1. 2,2,4,4-tetrametilhexano

2. 3-etil-2,2-dimetilpentano

3. 4-isopropilheptano

4. 4-etil-3-metil-4-propiloctano

5. 4-etil-2,3-dimetilhexano

Evaluación formativa

Escribe los isómeros posibles para:

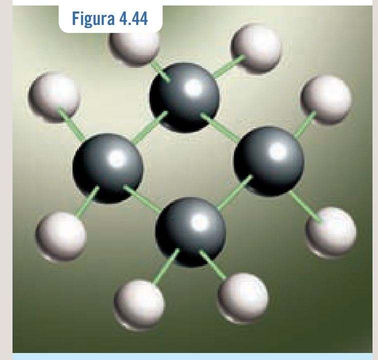
1. Pentano (C_5H_{12})

2. Penteno (C_5H_{10})

Por conveniencia, a menudo los cicloalcanos se representan por medio de figuras geométricas simples, de acuerdo con el número de carbonos presentes en la estructura: un triángulo para el ciclo propano, un cuadrado para el ciclo butano, un pentágono para el ciclo pentano, un hexágono para el ciclo hexágono, etcétera; se supone que en cada vértice de la figura hay dos hidrógenos, a menos que se adicione un sustituyente o arborescencia, por ejemplo:

- Ciclopropano
- Ciclobutano
- Ciclopentano
- Ciclohexano

Figura 4.44



Molécula del ciclobutano.

Cuadro 4.15 Cicloalcanos.

No. de carbonos	Nombre del anillo	p.f. °C	p.e. °C	Densidad (a 20 °C)
3	Ciclopropano	2 127	233	
4	Ciclobutano	280	13	
5	Ciclopentano	294	49	0.746
6	Ciclohexano	6.5	81	0.778
7	Cicloheptano	212	118	0.810
8	Ciclooctano	14	149	0.830
5	Metilciclopentano	2 142	72	0.749
5	Cis-1,2-Dimetilciclopentano	262	99	0.772
5	Trans-1,2 Dimetilciclopentano	2 120	92	0.750
6	Metilciclohexano	2 126	100	0.769

- 1, 3, 4-Trimetilciclohexano
- 1-Cloro-3-Bromociclopentano

También se pueden presentar compuestos policíclicos, que contienen dos o más anillos y comparten dos o más átomos de carbono. El sistema policíclico alifático máximo es el diamante, ya que de ninguna manera es un hidrocarburo, sino una de las formas alotrópicas del carbono elemental. En el diamante, cada átomo de carbono está unido a otros cuatro por medio de enlaces tetraédricos y cuyas longitudes son las usuales para enlaces simples; es decir, 1.54 A°.

Evaluación formativa

Escribe la fórmula o estructura de los siguientes compuestos:

1. Ciclopentano
2. 2,3,3-Trimetilpentano
3. Isopropilciclopentano
4. Etilciclobutano
5. Metilciclopentano

Actividad experimental

Sigan las instrucciones de su profesor; reúnanse equipos de 4 o 5 alumnos y realicen la siguiente actividad. Contesten las preguntas que aparecen al final y anoten sus conclusiones.

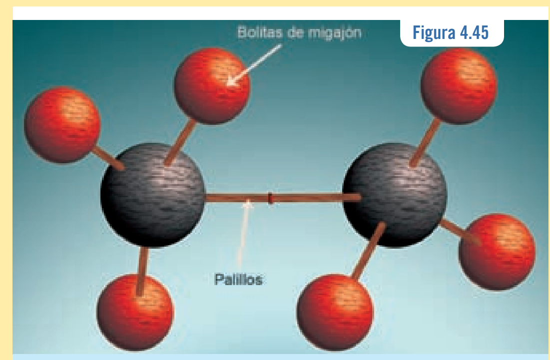
Modelos atómicos

Propósito:

Elaborar diferentes moléculas de alcanos

Materiales:

- 1 caja de palillos
- 1 pan de caja o migajón
- Pegamento blanco
- Agua
- Pintura roja y negra



Molécula del etano.

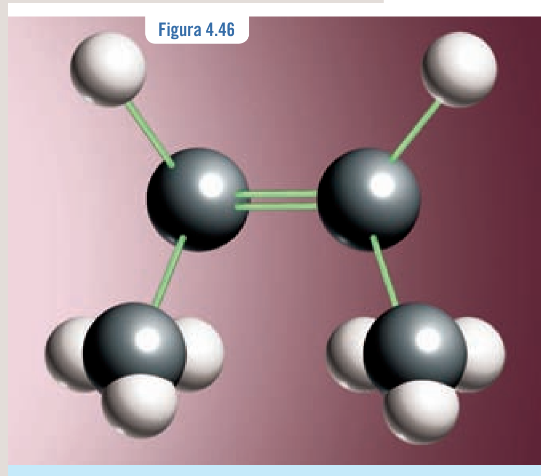
Procedimiento

1. Mezclen un poco de agua con pan y formen bolitas del mismo tamaño (aproximadamente de 1 cm de diámetro), agreguen un poco de resistol para suavizar las esferas. Hagan unas 20 bolitas.
2. Pinten unas cuantas de color negro para representar átomos de carbono y la mayoría de color rojo para representar átomos de hidrógeno.
3. Déjenlas que sequen perfectamente.
4. Armen sus diferentes estructuras de compuestos orgánicos. Unan las bolitas negras y las bolitas rojas, según el compuesto a formar.
5. Comparen los compuestos orgánicos que formaron con los de sus compañeros de clase.

Conclusiones: ____

____

____


Figura 4.46

Estructura molecular del 2-buteno.

Alquenos

Los alquenos son hidrocarburos no saturados que tienen menos hidrógeno que el máximo posible. La insaturación puede satisfacerse mediante otros reactivos diferentes del hidrógeno, dando origen a sus propiedades químicas características.

Los alquenos u olefinas tienen como fórmula general: C_nH_{2n}, el doble enlace carbono-carbono; es esto lo que caracteriza estos compuestos. Los alquenos son otra serie homóloga de los hidrocarburos. Los nombres de estos compuestos terminan en-**eno**.

Los primeros cuatro miembros de los alquenos lineales son los siguientes:

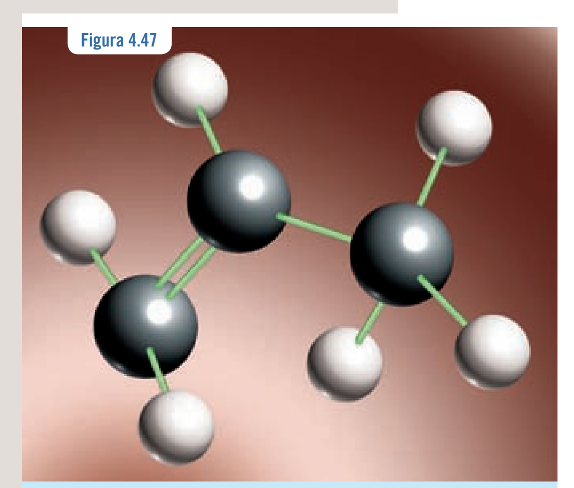
Eteno C_2H_4 $H_2C = CH_2$

Propeno C_3H_6 $CH_3 — CH{=}CH_2$

Buteno C_4H_8 $CH_3 — CH{=}CH — CH_3$ o $H_2C{=}CH — CH_2 — CH_3$

Penteno C_5H_{10} $CH_3 — CH{=}CH — CH_2 — CH_3$ o $CH_2{=}CH — CH_2 — CH_2 — CH_3$

Al igual que los alcanos, en los alquenos se dan tendencias generales en sus propiedades físicas y químicas a medida que su masa molecular aumenta. En condiciones ordinarias, son gaseosos hasta C_4, líquidos de C_3 a C_{18}, y sólidos los términos superiores. Son insolubles al agua, pero solubles en gran número de disolventes orgánicos.


Figura 4.47

Estructura molecular del propeno o propileno.


Figura 4.48

Algunos productos elaborados a partir de los alquenos.

Al introducir los dobles enlaces se obtiene un nuevo tipo de isómeros llamados de posición. Por ejemplo, al observar el buteno, la doble ligadura cambia de posición, así que se obtienen dos isómeros:

$$\overset{1}{CH_3} — \overset{2}{CH}{=}\overset{3}{CH} — \overset{4}{CH_3}$$

2-buteno

$$\overset{1}{H_2C}{=}\overset{2}{CH} — \overset{3}{CH_2} — \overset{4}{CH_3}$$

1-buteno

Para nombrar a los alquenos arborescentes se aplican las mismas reglas que para los alcanos, con las siguientes observaciones adicionales: la cadena principal siempre contendrá la(s) doble(s) ligadura(s), indicando la posición de ella(s) dentro de la cadena principal (la de mayor número de átomos de carbono que contenga los dobles enlaces). Cuando en un alqueno se presenta una arborescencia y una doble ligadura a la misma distancia de los extremos, tiene preferencia la doble ligadura.

Cuadro 4.16 Propiedades de los alquenos.

Nombre	Estructura	Punto de fusión, °C	Punto de ebullición, °C	Densidad a 20 °C
Eteno	$CH_2 = CH_2$	2169	2103	0.61
Propeno	$CH_3 - CH = CH_2$	2185	248	0.61
Buteno-1	$CH_3 - CH_2 - CH = CH_2$	2130	26	0.625
Cis-buteno-2	$CH_3 - CH = CH - CH_3$	2139	24	0.626
Isobuteno	$(CH_3)_2 - CH = CH_2$	2141	27	0.627
Penteno-1	$CH_3 - (CH_2)_2 - CH = CH_2$	2138	30	0.643
Hexeno-1	$CH_3 - (CH_2)_3 - CH = CH_2$	2119	63.5	0.675
Hepteno-1	$CH_3 - (CH_2)_4 - CH = CH_2$	18	93	0.697
Octeno-1	$CH_3 - (CH_2)_5 - CH = CH_2$		122	0.720
Octadeceno-1	$CH_3 - (CH_2)_{15} - CH = CH_2$		179	0.79

En la nomenclatura, las funciones químicas siempre tienen preferencia sobre los radicales alquilo.

Cuando existen 2 o 3 dobles ligaduras en la cadena principal, se cambia la terminación -**eno** por -**dieno** o -**trieno,** respectivamente, y se indica con números la posición de esas dobles ligaduras. Ejemplos:

$H_2C{=}CH - CH{=}CH_2$
1,3-butadieno

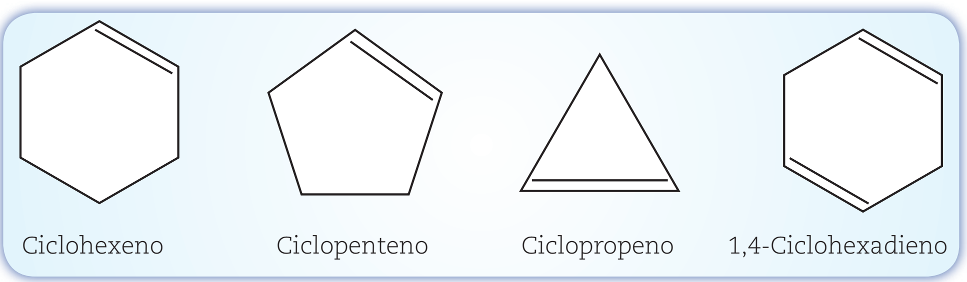
$H_2C = C = CH - CH_3$
1,2-butadieno

Los enlaces dobles pueden originar la **isomería geométrica** o ***cis-trans.***

$CH_3(I)C = C(CH_3)(I)$
2,3-diyodo *cis*-2-buteno

$I(CH_3)C = C(CH_3)(I)$
2,3-diyodo-*trans*-2-buteno

Es **isómero cis** cuando los dos radicales o arborescencias se encuentran del mismo lado (arriba o abajo) respecto a la ligadura, y es **isómero *trans*** cuando las arborescencias se hallan en lados opuestos (una arriba y otra abajo), respecto al doble enlace. También se pueden encontrar en la dobles en los compuestos cíclicos.



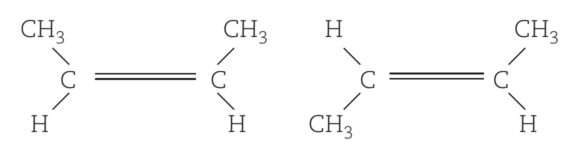
Ciclohexeno   Ciclopenteno   Ciclopropeno   1,4-Ciclohexadieno

Evaluación formativa

1. ¿Cuál de las siguientes fórmulas condensadas corresponde a un alqueno?

   a) C_6H_6 *b)* C_6H_8 *c)* C_6H_{10} *d)* C_6H_{12} *e)* C_6H_{14}

2. El compuesto 2-buteno:



   Presenta isomería:

   a) De cadena *b)* De serie *c)* Óptica *d)* Geométrica

Ejemplos de alquenos arborescentes:

```
4      3      2   1
CH3 — CH2 — C = CH2
             |
             CH3
```

2-metil-1-buteno

```
1      2   3      4
CH2 = C — CH2 — CH3
       |
       CH2
       |
       CH3
```

2-etil-1-buteno

```
6     5      4      3
CH3 — CH2 — CH2 — CH — CH2 — CH2 — CH3
                  2|    1
                  CH = CH2
```

3-propil-1-hexeno

```
                         5      6
                         CH = CH2
                         |
                   3     4
CH3 — CH2 — CH2 — CH — CH — CH2 — CH2 — CH3
                  2|    1
                  CH = CH2
```

3,4-dipropil-trans-1,5-hexadieno

```
1     2   3    4    5    6    7   8
CH3 — C = CH — CH = CH — CH = C — CH3
      |                       |
      CH3                     CH3
```

2,7-dimetil-2,4,6-octatrieno

```
            3     4      5    6
CH3 — CH2 — CH — CH2 — CH — CH3
           2|           |
            CH          CH3
           1||
            CH2
```

5-metil-3-etil-hexeno-1



Figura 4.49

El etino, combinado con el oxígeno, se utiliza para soldar.

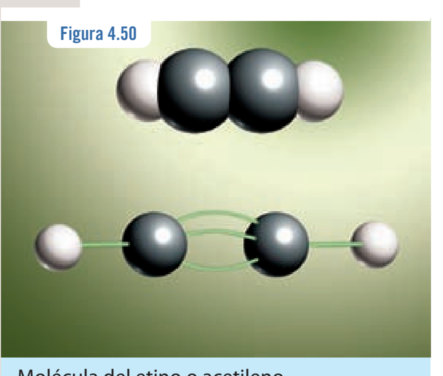


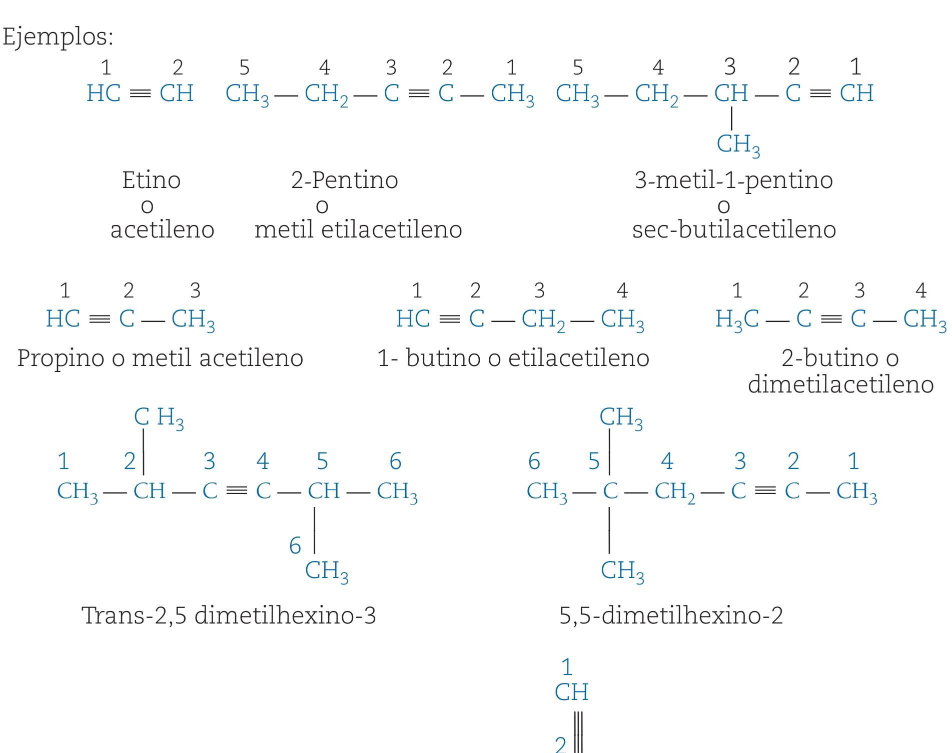
Figura 4.50

Molécula del etino o acetileno.

Alquinos

Estos hidrocarburos tienen como fórmula general: $\mathbf{C_nH_{2n-2}}$. Como en el caso de los alquenos, la isomería de estos hidrocarburos se debe a la *estructura de la cadena* y a la *posición del triple enlace*. Su nomenclatura es similar a la de los alquenos, pero se cambia la terminación **-eno** del alqueno, por **-ino** en el alquino. A veces se denominan como derivados del acetileno o etino, que es el más simple de estos hidrocarburos.

Ejemplos:



7,7-dimetil-6-isopropil-3-sec-butilnonino-1

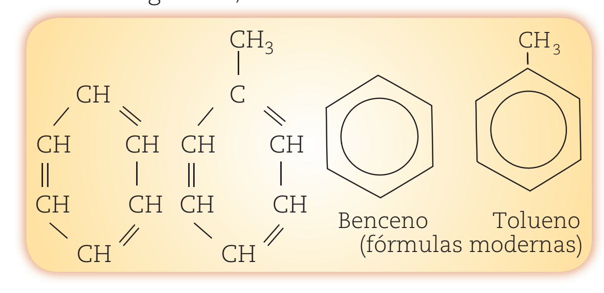
En los ejemplos anteriores, el 1-butino y el 2-butino son isómeros de posición, ya que lo único que cambia es la ubicación de la triple ligadura.

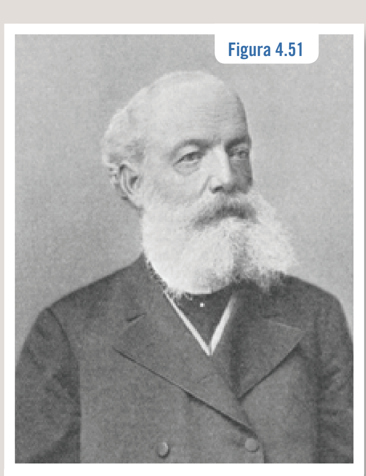
Aromáticos (benceno)

Los hidrocarburos aromáticos más importantes se derivan del benceno y su fórmula general es: C_nH_{2n-6}. Algunos ejemplos son:

benceno	C_6H_6
etilbenceno	C_8H_{10}
metilbenceno	C_7H_8
propilbenceno	C_9H_{12}

El benceno es una hemotoxina, es decir, que daña la médula de los huesos e inhibe la formación de las células sanguíneas, como en la leucemia. Las fórmulas estructurales




Figura 4.51

Friedrich Kekulé (1829-1896), químico alemán creador del concepto de la estructura del benceno que lleva su nombre.

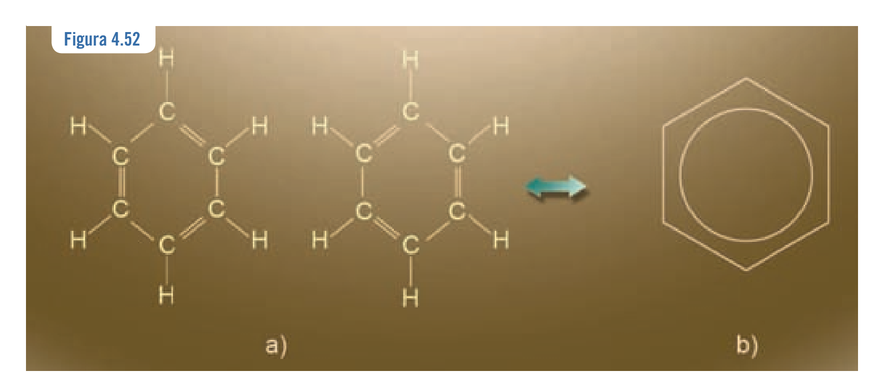
condensan las del benceno y los bencenos sustituidos muestran un hexágono para los seis átomos de carbono, siempre y cuando se reemplacen los átomos de hidrógeno. Las fórmulas realizadas son las siguientes:

El benceno es uno de los compuestos más importantes en la química orgánica; base de insecticidas, colorantes, cosméticos, perfumes, etcétera.

a) Fórmulas desarrolladas del benceno, según Kekulé;

b) Representación simplificada o actual del benceno. Los vértices del ciclo muestran los átomos de carbono (seis, en este caso) el círculo simboliza a los tres dobles enlaces que están dentro del ciclo, alternándose con los tres enlaces simples. ►

Figura 4.52

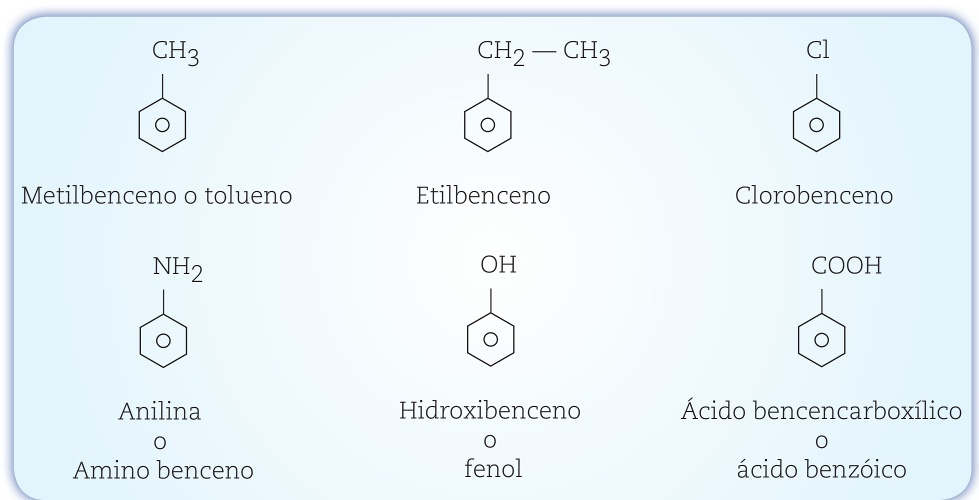


Para facilitar la asignación de nombres a los hidrocarburos bencénicos, se dividen en tres clases: monosustituidos, disustituidos y polisustituidos.

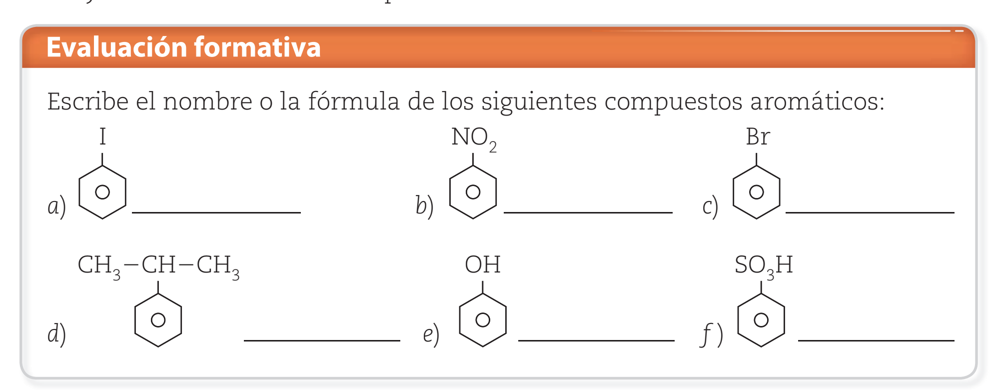
Bencenos monosustituidos

Se nombran cambiando el nombre del radical que se adiciona y se agrega al final la palabra benceno.

Ejemplos:



Como se observa, algunos compuestos tienen dos nombres, esto se debe a que muchas veces se conoce más el nombre comercial que el sistemático; por ejemplo, se maneja en nombre de tolueno que el de etilbenceno.



Bencenos disustituidos

A este grupo pertenecen los sustituyentes bencénicos, cuya posición en el anillo se indica con un número, tomando en cuenta la distancia más corta entre los sustituyentes.

Orto (o) (posición 1-2) | Meta (m) (posición 1-3) | Para (p) (posición 1-4)

o-metilfenol 2-metilhidroxibenceno | m-metilfenol 3-metilhidroxibenceno | p-clorofenol 4-clorohidroxibenceno

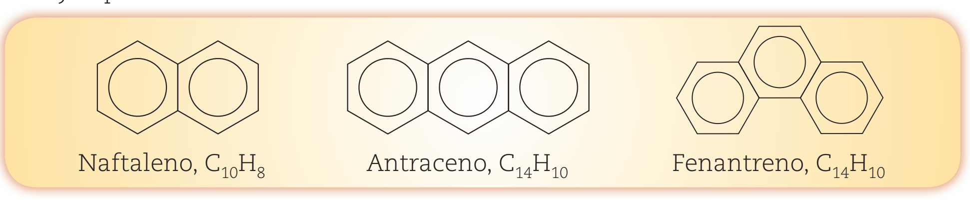
Bencenos polisustituidos

Para los bencenos trisustituidos o de mayor grado de sustitución, se debe emplear el sistema de numeración. Este método se ilustra con los siguientes ejemplos:

1,2-dimetil-4-etilbenceno | 1-isopropil-3,5-dietilbenceno | 1-Hidroxi-2-cloro-4-bromo-5-yodobenceno

A este grupo también pertenecen los hidrocarburos bencenoides de anillos fusionados, que están constituidos por dos o más anillos que comparten dos átomos.

Por ejemplo:



Naftaleno, $C_{10}H_8$ | Antraceno, $C_{14}H_{10}$ | Fenantreno, $C_{14}H_{10}$

En este grupo se encuentran el alquitrán de hulla y el hollín; son muy estables y cuando el número de anillos fusionados resulta muy grande y en dos direcciones, se obtiene una estructura de tipo grafito.

Evaluación formativa

Escribe las fórmulas estructurales de los siguientes hidrocarburos aromáticos.

1. Cumeno ______________________________

(*Continúa*)

Evaluación formativa *(continuación)*

2. Para-propiltolueno ______________________________
3. Orto-xileno ______________________________
4. Meta-xileno ______________________________
5. Naftaleno ______________________________
6. Fenantreno ______________________________
7. Antraceno ______________________________

Actividad experimental

Sigue las instrucciones de tu profesor; reúnanse en equipos de 4 o 5 alumnos y realicen la siguiente actividad. Contesten las preguntas que aparecen al final y anoten sus conclusiones.

Obtención de un aceite esencial

El olor de las flores y las plantas aromáticas se debe a que contienen pequeñas cantidades de unas sustancias llamadas aceites esenciales o esencias, que son líquidos insolubles en agua, aunque comunican a ésta su olor y su sabor; menos volátiles que en ella (hierven alrededor de los 200 °C), los aceites esenciales se encuentran en forma de pequeñísimas gotas.

Si hervimos agua con una planta aromática, en el vapor que desprende se encuentra una cantidad muy pequeña de aceite esencial, pero si la ebullición dura mucho tiempo, poco a poco arrastra toda la esencia.

Si enfriamos el vapor de la ebullición (destilación) obtendremos una mezcla de agua y una pequeña cantidad de aceite esencial que, como es insoluble, es posible separar.

Así se obtienen en la industria las esencias, digamos, de lavanda y de romero, que al mezclarse con alcohol sirven para hacer agua de colonia y perfumes. La esencia de eucalipto se utiliza en el ramo farmacéutico (pastillas para la garganta, inhalables, etc.).

Ahora obtén un aceite esencial.

Material:

- 1 mortero con pistilo
- 2 matraces de 250 mL
- 1 refrigerante
- 1 tubo de seguridad
- 2 tapones bihoradados
- 3 soportes
- 3 pinzas
- 2 aros
- 2 rejillas
- 5 nueces
- 1 recipiente para el destilado
- Gomas para conexiones
- Tubos de vidrio acodados
- Papel filtro
- Hojas y flores de una planta aromática como tomillo, espliego, etc.., o pétalos de rosas, clavel u otras.

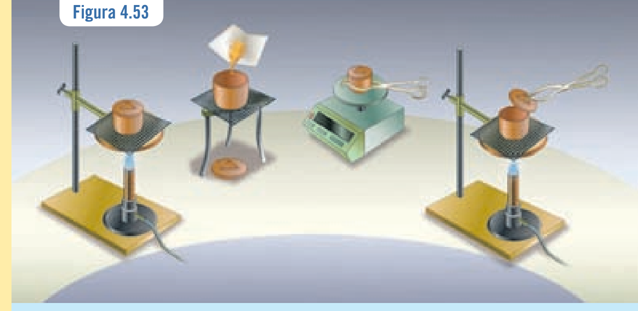


Figura 4.53

Etapas del experimento.

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

Procedimiento

1. Monta el dispositivo de la figura anterior.
2. Corta y tritura en el mortero hojas o flores encogidas con un poco de agua.
3. Llena el matraz A con esta mezcla y unos 150 mL de agua.
4. En el matraz B coloca 250 mL de agua.
5. Enciende el fuego bajo los dos matraces, pero cuando el contenido de A hierva retíralo del fuego, dejando encendido el B.
6. El líquido destilará sobre un embudo que contiene un filtro cónico mojado con agua. De esta forma pasará por el filtro, mientras que las gotitas de aceite esencial quedarán retenidas en éste.
7. Con el mismo papel de filtro, vierte en un tubo de ensayo la esencia obtenida.

   ¿Para qué sirve el matraz B? ______________________________

   ____

   ¿De dónde se sacan los perfumes? ______________________________

   ____

Conclusiones: ______________________________

____

____

____

Actividad experimental

Sigue las instrucciones de tu profesor; reúnanse en equipos de 4 o 5 alumnos y realicen la siguiente actividad. Contesten las preguntas que aparecen al final y con sus conclusiones elaboren un informe escrito de la actividad y expónganlo frente al grupo.

Obtención de agua de rosas

Las aguas aromáticas no son perfumes propiamente dichos, más bien son líquidos de olor agradable que sirven de base para elaborar otros perfumes, en particular las aguas de colonia, que suavizan la acción del calor y al mismo tiempo dan una agradable sensación de frescura.

Material

- Mortero
- Embudo
- Botellas de 1 litro
- Papel de filtro
- 20 gotas de esencia de rosas (la puedes comprar una farmacia)
- 2. 5 g de carbonato de calcio en polvo
- 5 g de carbonato de magnesio en polvo
- 1 litro de agua destilada



Figura 4.54

Esencias y aguas aromáticas.

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

Procedimiento

1. Mezcla en el mortero la esencia de rosas y los carbonatos de calcio y magnesio.
2. Dilúyelo todo en un poco de agua destilada.
3. Pónlo en la botellas de litro aprovechando bien todo el residuo.
4. Acaba de llenar la botella y agrégale agua destilada.
5. Agítalo enérgicamente.
6. Déjalo reposar después durante unos días.
7. Fíltralo.

Preguntas

1. ¿Por qué crees que las esencias y las aguas aromáticas se envasan en recipientes de vidrio opaco y se mantienen en un lugar fresco y poco accesible a la luz?
   ____
   ____
2. ¿Para qué usamos los carbonato de calcio y magnesio? ______________________________
   ____

Conclusiones: ____
____
____
____
____
____
____

Lecturas de reflexión

El descubrimiento del primer plástico sintético (el celuloide)

El inventor estadounidense, **John Wesley Hyatt** (1837-1920), en un intento por ganar la recompensa ofrecida a quien encontrara un sustituto del marfil para las bolas de billar, empezó a trabajar en la piroxilina. La disolvió en una mezcla de alcohol y éter, y añadió alcanfor para hacerla más segura y maleable. En 1869 obtuvo lo que llamó celuloide y ganó el premio. El celuloide fue el primer plástico sintético (es decir, un material que puede moldearse).

Además, como la piroxilina podía moldearse en esferas, también podía extrusionarse en fibras y películas. El químico francés, **Luis Marie Hilaire Berniguard**, conde de Chardonnet (1839-1924), obtuvo fibras forjando soluciones de piroxilina a través de pequeños agujeros. El disolvente se evaporó casi al instante, dejando un hilo tras de sí. Estos hilos podrían tejerse, dando un material que tenía la suavidad de la seda. En 1884 Chardonnet patentó el **rayón** (llamada así porque era tan brillante que parecía despedir rayos de luz).

Evaluación formativa

Completa el siguiente mapa conceptual

Hidrocarburo

Alifáticos

Alcanos

Alquinos

Ejemplos

Ejemplos

4.2.3 Combustiones y calor de combustión

El hombre ha utilizado desde tiempos remotos las reacciones químicas para producir energía, desde las más rudimentarias, de combustión de madera o carbón, hasta las más sofisticadas, que tienen lugar en los motores de los aviones modernos, naves espaciales, lanchas y automóviles de carreras. Las reacciones químicas, pues, van acompañadas de un desprendimiento y, en otros casos, de una absorción de energía.

Como se mencionó antes, un combustible es la sustancia que se quema o arde para producir calor. Los combustibles se presentan en los tres estados físicos: sólido, líquido o gaseoso. Por ejemplo la madera, los carbones minerales, el carbón vegetal, el coque, el gas natural, el acetileno y el gas de hulla, proveen cerca de 85% de toda la energía que actualmente se utiliza en el mundo

La combustión del carbón es un fenómeno violento y su temperatura puede alcanzar varios miles de grados. El carbón calentado al rojo emite una luz viva, y algunos gases calientes salen del foco de la combustión. Un fuelle puede activar aún más la combustión al aumentar el flujo de oxígeno; al final, el carbón no deja más que algunas cenizas, residuos debidos a impurezas (el diamante, que es carbono puro, no dejaría ninguna ceniza al quemarse).



Figura 4.55

El despegue de una nave espacial requiere una gran cantidad de energía.

Otras reacciones químicas también desarrollaban calor, por ejemplo, la neutralización de ácido por bases. De hecho, todas las reacciones químicas implican algún tipo de transferencia térmica, bien de emisión de calor (y a veces luz) al entorno, o bien de absorción de calor (y a veces de luz) desde el entorno.

En 1840, los ámbitos de la química y de la física se unieron y comenzaron a marchar juntos con el trabajo del químico ruso-suizo, German Henri Hess (1802-1850), quien dio a conocer los resultados de cuidadosas medidas que había tomado sobre la cantidad de calor que hay en las reacciones químicas entre cantidades fijas de algunas sustancias. Así logró demostrar que la cantidad de calor producida (o absorbida) en el paso de una sustancia a otra era siempre la misma, sin importar por cuál ruta química había ocurrido el cambio ni en cuántas etapas. Debido a esta generalización (Ley de Hess), se le considera el fundador de la termoquímica (del calor de las reacciones químicas).

Basándose en la Ley de Hess, parecía muy probable que la Ley de la conservación de la energía se aplicase tanto a los cambios químicos, como a los físicos. Entre 1860 y 1869, Berthelot, que había hecho tan importantes trabajos en síntesis orgánicas, volvió su atención hacia la termoquímica. Ideó métodos para efectuar reacciones químicas dentro de cámaras cerradas, rodeadas por agua a temperatura conocida; a partir del incremento en la temperatura del agua circundante, al finalizar la reacción podía medirse la cantidad de calor desarrollada por la misma. Utilizando este tipo de calorímetro (“medida de calor”), Berthelot obtuvo determinaciones cuidadosas de la cantidad de calor liberada o absorbida por cientos de diferentes reacciones químicas.

La **combustión** es una oxidación rápida que va acompañada de luz y calor. Es una reacción que al efectuarse desprende calor (es exotérmica). No todas las combustiones producen luz. Para que ocurra una combustión es necesario un material combustible, un comburente y una flama que inicie la reacción.

Figura 4.56

Zona de combustión completa

Zona luminosa

Gas sin arder

Zona azul

La combustión en una vela es una combustión rápida que va acompañada de luz y calor.

El **comburente** es la sustancia que permite la combustión, es decir, la que hace arder una sustancia. Ejemplo de un comburente es el oxígeno, que se combina con el combustible, produciendo otros compuestos.

El **combustible** es la sustancia que se quema o arde. Aporta la energía. Por ejemplo en el caso de quemar papel, el combustible es la celulosa de que está hecho. El gas de la estufa quema una mezcla de dos gases propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}). Hay otros combustibles muy utilizados como la leña, la gasolina, el alcohol, la parafina, el petróleo, entre otros.

Una vela está compuesta de carbono e hidrógeno (hidrocarburo), por ejemplo el octadecano $C_{18}H_{38}$, formado por 18 átomos de carbono. De acuerdo con la siguiente reacción:

$$\text{Alcano} + O_2 \xrightarrow{\text{calor}} CO_2\uparrow + H_2O$$

$$C_{18}H_{38(s)} + 55\ O_{2(g)} \xrightarrow{\text{calor}} 18\ CO_{2(g)}\uparrow + 19\ H_2O_{(l)}$$

Siempre que se quema un hidrocarburo se desprende dióxido de carbono y agua.

La combustión de la parafina de la vela además de producir CO_2 y H_2O, por lo común también genera monóxido de carbono (CO) y carbono (C). Si se coloca un plato o vaso sobre la flama, se forma en él una mancha negra de tizne o negro de humo, que es un residuo de carbón formado en la combustión.

Por tanto, lo que se quema son los hidrocarburos de la vela, que en general son excelentes combustibles y representan la fuente de energía más utilizada.

La energía que se desprende o se libera en forma de calor puede expresarse en calorías (cal), kilocalorías (Kcal) o joules (J).

La caloría (cal) se define como la cantidad de calor necesaria para incrementar la temperatura de un gramo de agua en un grado centígrado (de 14.5 a 15.5 °C). Cuando se necesita medir las cantidades de calor mayores se emplean las kilocalorías: 1 kcal = 1000 calorías.

En nutrición se emplea como unidad la caloría dietética cuyo valor es igual a 1000 calorías.

En física se utiliza mucho otra unidad: el joule, que se define como la energía que se requiere para levantar un cuerpo de 1 kg a una altura de 10.2 cm al nivel del mar. Su equivalencia en calorías es:

$$1 \text{ cal} = 4.185 \text{ J} \qquad 1 \text{ kcal} = 4.185 \times 10^3 \text{ J} = 4.185 \text{ kJ}$$

El gas metano (CH_4), que se emplea para cocinar los alimentos y calentar las casas, así como la gasolina que proporciona energía para los automóviles y los combustibles fósiles que se emplean para generar electricidad en plantas eléctricas, son alcanos. El metano constituye hasta 97% del gas natural, combustible que se emplea en los aparatos de gas y en muchos laboratorios. El gas propano líquido (LP) se emplea como combustible en equipo portátil para acampar y en casas que carecen de líneas de gas directas.

El gas metano que se distribuye en la actualidad tiene una capacidad calorífica de aproximadamente 9400 calorías por litro pero, como es demasiado elevada, se reduce aproximadamente a 6750 calorías por litro al añadirle nitrógeno. Un aditivo odorizante permite notar su presencia. Aunque así ya no es tan tóxico, sigue siendo peligroso por los riesgos de explosión que representa. Como sabemos, al quemar los hidrocarburos se producen dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O) y energía.

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + \text{energía}$$

Metano

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)} + \text{energía}$$

Propano

$$C_8H_{18(g)} + 25/2O_{2(g)} \longrightarrow 8CO_{2(g)} + 9H_2O_{(l)} + \text{energía}$$

Octano (gasolina)

Al quemar los siguientes combustibles se generan las cantidades de calor que se mencionan, en unidades de calorías por kilogramo:

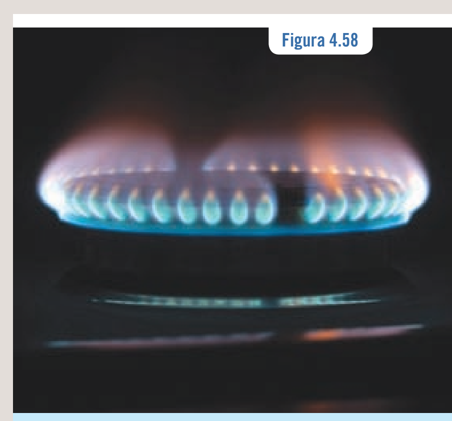
Madera	= 3200
Lignito	= 4800
Carbón de piedra	= 7200
Carbón vegetal	= 7500
Antracita	= 8000
Petróleo	= 8800
Gasolina	= 9500
Gas	= 13300

Figura 4.57



El petróleo, al arder, transfiere su energía en forma de calor al medio ambiente.

Figura 4.58



El gas doméstico es uno de los combustibles que tiene mayor uso.

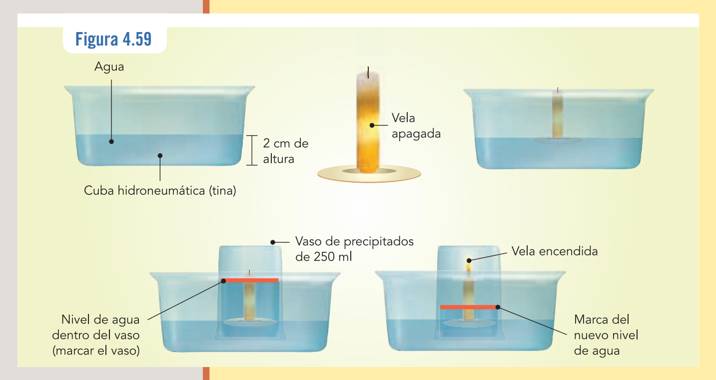
Actividad experimental

El fenómeno de la combustión

Propósito

Identificar los elementos necesarios para efectuar una combustión.

Materiales



- 1 tapa de frasco de vidrio
- 1 matraz Erlenmeyer de 500 mL
- 1 cuba hidroneumática
- 1 tapón de hule horadado
- 1 vaso cilíndrico de vidrio
- 1 vela de 4 cm
- cerillos
- 1 plumón de tinta permanente

Procedimiento

1. Agrega agua a la cuba hidroneumática hasta que alcance un nivel de 2 cm aproximadamente.
2. Con un poco de parafina derretida, pega la vela en la parte interior de la tapa del frasco y colócala en la superficie del agua. La tapa debe flotar.
3. Coloca el vaso de precipitados invertido sobre la vela y marca el nivel del agua dentro del vaso. Retira el vaso.
4. Enciende la vela y vuelve a colocar el vaso en posición invertida. Espera unos minutos, observa lo que sucede y marca de nuevo el nivel del agua dentro del vaso.

Anota tus observaciones: ____

____

____

____

Registra la diferencia del nivel del agua.

Nivel 1 = ________ cm

Nivel 2 = ________ cm

Diferencia del nivel del agua = ________ cm

¿A qué se debe la diferencia en el nivel del agua? ____________________________

____

¿Se apaga la vela? ____________________ ¿Por qué? ____________________

____

Cálculo del calor de combustión a partir de las energías de enlace

El etano (C_2H_6) al quemarse produce CO_2 y agua, de acuerdo con la siguiente reacción de combustión:

$$2\,C_2H_{6(g)} + 7O_{2(g)} \longrightarrow 4\,CO_{2(g)} + 6\,H_2O_{(g)}$$

En forma estructural:

$$
2\,H-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-\underset{\displaystyle H}{\overset{\displaystyle H}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}-H + 7\,O=O \qquad 4\,O=C=O + 6\,H-O-H
$$

Para romper enlaces:

2 C − C : 2 × 83 Kcal/enlace = 166 Kcal

12 C − H : 12 × 99 Kcal/enlace = 1 188 Kcal

7 O = O : 7 × 118 Kcal/enlace = 826 Kcal

Energía total requerida para romper enlaces = 2 180 Kcal

Para formar enlaces:

8 C = O : 8 × 192 Kcal por enlace = 1 536 Kcal

12 O − H: 12 × 111 Kcal por enlace = 1 380 Kcal

Energía total desprendida al formar enlaces = 2 916 Kcal

Por tanto:

Calor de combustión = −2 918 Kcal + 2 180 Kcal = −736 Kcal para dos moles de etano o −368 Kcal por mol de etano [signo menos (−) para el desprendimiento y signo más (+) para la absorción de la energía].

"Como la energía para romper un enlace C — H, es menor que la que libera formación de un enlace O — H y como la necesaria para romper el enlace es también menor que la del enlace O — O, se espera que toda combustión de un hidrocarburo, como el etano, libere energía."

4.2.4 Refinación del petróleo

Es el conjunto de una serie de procesos físicos y químicos a los que es sometido el petróleo crudo (materia prima) para obtener de él, por destilación, los diferentes productos químicos.

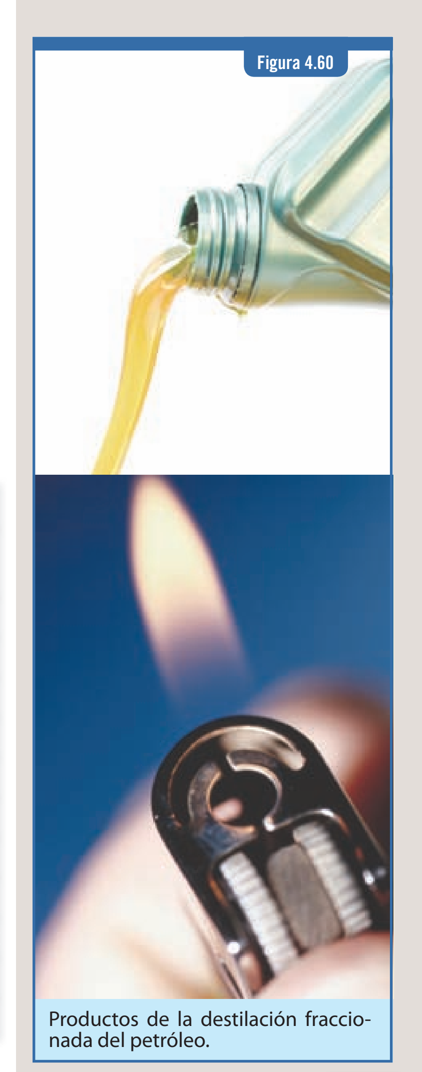
Para obtener la mayor cantidad posible de componentes del crudo, éste se somete a un proceso de refinamiento en torres de destilación fraccionada, en las cuales es posible obtener productos de acuerdo con sus puntos de ebullición

Cuadro 4.17 Fracciones que se obtienen de la destilación del petróleo.

Producto	Intervalo aproximado de destilación en °F	Intervalo aproximado de destilación en °C
Gasolina natural	30-180	0-8
Destilados ligeros		
Gasolina	80-380	27-193
Naftas	200-450	82-232
Gasavión	180-450	82-232
Queroseno	350-450	177-288
Aceites de calefacción		
Ligeros	400-600	204-316
Destilados intermedios		
Aceites combustibles	480-750	249-399
Aceites diesel	380-650	193-343

(Continúa)

Figura 4.60



Productos de la destilación fraccionada del petróleo.

Producto	Intervalo aproximado de destilación en °F	Intervalo aproximado de destilación en °C
Aceite combustible pesado	550-800	288-443
Destilados pesados		
Aceites lubricantes	600-1000	316-538
Parafinas	más de 625	más de 330
Colas de destilación		
Aceites lubricantes	más de 900	más de 430
Asfalto	más de 900	más de 430

4.2.5 Fuente de materias primas

Del petróleo se obtienen determinados compuestos que son la base de diversas cadenas productivas y determinan una amplia gama de productos denominados petroquímicos, mismos que se utilizan en las industrias de fertilizantes, plásticos, alimentos, farmacéutica, química y textil, entre otras. Las principales cadenas petroquímicas son las del gas natural, las olefinas ligeras (etileno o eteno, propeno o propileno y butenos) y la de los aromáticos.

A partir del gas natural se produce el gas de síntesis (una mezcla de H_2 y CO_2), que permite la producción a gran escala de hidrógeno, haciendo posible la producción posterior de amoniaco (para su uso en fertilizantes), por su reacción con nitrógeno, y de metanol (CH_3OH), materia prima en la producción de metil-terbutil-éter (aditivo de la gasolina para aumentar el octanaje), entre otros compuestos.

Del etileno o eteno se obtiene el polietileno, cloruro de vinilo, compuestos clorados, óxidos de etileno, monómeros de estireno, entre otros, que tienen aplicación en plásticos, recubrimientos, moldes, etcétera.

Del propileno o propeno se obtienen compuestos como el alcohol isopropílico, polipropileno y acrilonitrilo, que tienen gran aplicación en la industria de solventes, pinturas y fibras sintéticas.

Cuadro 4.18 Productos petroquímicos.

Producido a partir de:	Productos básicos y secundarios	Empleado en: (productos intermedios)	Empleado como o en la fabricación de: (productos de uso final)
Gas natural seco	Gas de síntesis Metanol Amoniaco	 Formaldehído Ácido cianhídrico Acrilón nítrico Urea Sulfato de amonio	Solvente Plásticos Fertilizante Sales inorgánicas Plásticos y resina Fertilizante Fertilizante
Etano de gas natural y de gases de refinería	Etileno Óxido de etileno Acetaldehído Cloruro de etilo	Etilenglicol Ácido acético $Pb(CH_3{-}CH_2{-})_4$	Fibras de poliéster, películas, solventes Solvente fibras Aditivo en las gasolinas
De naftas ligeras de plantas desintegradoras catalíticas y por deshidrogenación de propano	Dicloro etano Polietileno Propileno Isopropanol Cumeno Tetrámero Acrilonitrilo	Cloruro de vinilo Percloro etileno Fenol-acetona Dodecilbenceno	Plásticos Resinas, Solventes Detergentes Plásticos, fibras

(Continúa)

Producido a partir de:	Productos básicos y secundarios	Empleado en: (productos intermedios)	Empleado como o en la fabricación de: (productos de uso final)
Gases de refinería en la recuperadora de gas	n-Butenos Butadieno Alcohol butílico secundario Anhídrido maleico	Metil-etil-cetona	Caucho sintético Solvente Fibras y plásticos

En la industria petrolera se instalan miles de estructuras bajo tierra, así como tuberías para transportar a lo largo de todo el país el petróleo (oleoducto) o el gas natural (gasoducto), por lo que es de vital importancia protegerlas contra la corrosión.

De los pozos, refinerías y plantas de tratamiento se obtienen diversos productos que se transportan por ductos o tuberías a las terminales de almacenamiento y distribución, o de una planta a otra. Son las arterias ocultas en la tierra por donde circulan los millones de litros de hidrocarburos en todas sus modalidades: crudo, gases, refinados y petroquímicos, unos para su transformación, otros listos para su consumo. Las tuberías se tienden salvando los obstáculos topográficos que condicionan el trazo, contándose entre los más comunes los ríos, las lagunas, los pantanos, las barrancas, los canales, las carreteras y las vías de ferrocarril. Se colocan señalamientos con letreros amarillos que indican la zona de precaución, donde no debe haber excavaciones ni cualquier tipo de instalaciones.

Para asegurar su resistencia a los diversos agentes que pueden causar su deterioro por corrosión, los ductos se revisten con alquitrán de hulla, fibra de vidrio y felpa de asbesto. Con ello se evita la corrosión. El espesor de estos recubrimientos varía entre 2 y hasta 48 pulgadas, según los usos, las condiciones geográficas y el clima del lugar. Los ductos, que no contaminan la atmósfera ni modifican la ecología, han contribuido también a descongestionar el transporte terrestre de productos petrolíferos. Debido a la peligrosidad potencial que tienen, requieren vigilancia y mantenimiento constantes. Se realiza una inspección cada 15 días por vía aérea, y cada 11 días se cubre la misma distancia de derecho de vía por tierra. Provistos de equipo especial, los vigilantes reponen aquellos tramos que presentan mayor incidencia de problemas. Algunos de los accidentes han ocurrido por negligencia de personas ajenas, que desconocen o pasan por alto las señales de advertencia. La tubería ha sufrido daños por el impacto de equipo o maquinaria pesada, el rodamiento de grandes vehículos y el asentamiento indebido de inmuebles.

Existe un avanzado sistema electrónico de registro y procesamiento de datos para vigilar constantemente la operación de los tendidos.

4.2.6 Alquenos y su importancia en el mundo de los plásticos. Etileno y polietileno

Macromoléculas sintéticas

Hasta ahora, los conceptos y explicaciones se han enfocado principalmente en las moléculas de peso molecular bajo; no obstante, en la naturaleza se encuentran muchas sustancias de peso molecular muy elevado, que llegan hasta millones de uma (unidades de masa atómica). El almidón y la celulosa abundan en las plantas; las proteínas y los ácidos nucleicos se encuentran tanto en las plantas como en los animales. Las macromoléculas artificiales intervienen en todo aspecto de la vida moderna; es difícil imaginar hoy un mundo sin polímeros. Tenemos las fibras textiles para vestuario, alfombrado y cortinajes, zapatos, juguetes, repuestos para automóviles, materiales para construcción, caucho (o hule) sintético, equipo químico, artículos médicos, utensilios de cocina, cuero sintético, equipos recreativos y la lista podría seguir.

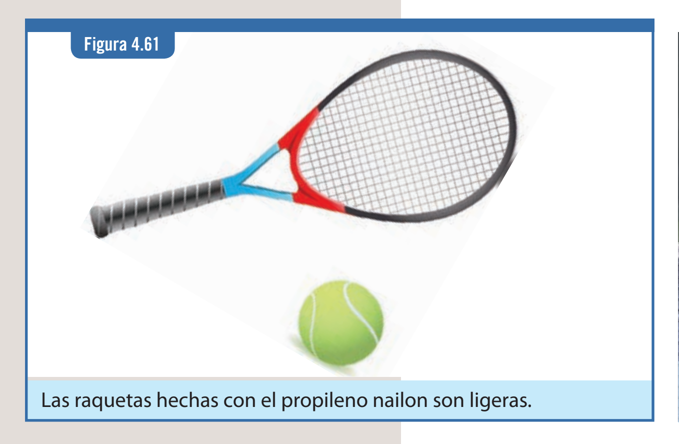


Figura 4.61

Las raquetas hechas con el propileno nailon son ligeras.



Figura 4.62

La tecnología moderna utiliza los diversos materiales poliméricos para la fabricación de múltiples productos.

Todos estos materiales, y muchos otros que consideramos esenciales en nuestra vida diaria, se fabrican completamente o en parte con polímeros. La mayoría se desconocía hace 70 u 80 años. La mayor parte de los materiales derivados de los polímeros se obtienen o están basados en el petróleo. Como éste no es renovable, la dependencia respecto de los polímeros es otra buena razón para no despilfarrar su limitado caudal mundial.

Lecturas de reflexión

El hule natural se conoce desde hace siglos con el nombre de "látex"; se encuentra principalmente en el guayule, en México, y en el *Hevea brasilensis*, en Perú y Brasil. Se cuenta que los nativos del Brasil vertían esta sustancia sobre sus piernas y pies dejándola secar hasta que se convertía en zapatos o botas de goma impermeables al agua (es decir, su propio cuerpo servía de molde). Nuestros antepasados lo utilizaron para la fabricación de esferas utilizadas en el juego de pelota. En la zona del sureste de México, en Chiapas, se localizan los mejores árboles para extraer el látex o hule natural, pero prácticamente ya se habrían terminado estas preciosas zonas de la selva lacandona, si no se hubiera descubierto el hule sintético o artificial, ya que se usa en forma masiva.

Polímeros

Al proceso de formar moléculas muy grandes, de alta masa molecular a partir de unidades más pequeñas, se le llama **polimerización**. La molécula, o unidad grande, se llama **polímero**, y la unidad pequeña se denomina **monómero**. A los polímeros que contienen más de un tipo de monómero se les llama **copolímeros**. Por ejemplo, el butadieno y el estireno se copolimerizan para formar un caucho sintético que se utiliza en los neumáticos de los automóviles. Pueden lograrse pesos moleculares de 25 000 a 500 000 con este tipo de copolimerización. Si en la reacción de polimerización se introducen dos monómeros sin ninguna precaución, se obtiene:

$$\underset{\text{1,3-Butadieno}}{CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2} + \underset{\text{Estireno}}{C_6H_5CH{=}CH_2} \longrightarrow \underset{\text{Caucho SBR}}{R-\left[CH_2-\underset{H}{C}{=}\overset{H}{C}-H_2C\underset{C_6H_5}{H}CH_2\right]-R}$$

Sin embargo, pueden utilizarse reacciones especiales para poner grandes bloques de unidades de un mismo monómero una sobre otra en la cadena repetida. Los copolímeros de este tipo se llaman polímeros de bloque y tienen propiedades físicas diferentes de los copolímeros al azar.

Debido a su gran tamaño, los polímeros con frecuencia se denominan **macromoléculas**. A algunos polímeros sintéticos se les llama **plásticos**. La palabra plástico quiere decir “capaz de ser moldeada”. Aunque no todos los polímeros son moldeables ni se pueden remoldear, la palabra “plástico” ha trascendido al uso general y con el tiempo se ha utilizado para designar cualquier sustancia derivada de polímeros.

Durante mucho tiempo, la humanidad ha utilizado los polímeros naturales para formar materiales útiles. Ejemplos del procesamiento son la torsión de la lana, el curtido de pieles y la fabricación de caucho natural. Durante los últimos 50 años, los químicos han aprendido a fabricar polímeros sintéticos con base en monómeros que reaccionan controladamente mediante diversos procesos químicos.

El ejemplo más sencillo de una reacción de polimerización es la formación de polietileno a partir de moléculas de eteno o etileno. En la reacción de polimerización, el doble enlace de cada molécula de etileno “se abre” para formar nuevos enlaces sencillos carbono-carbono con otras dos moléculas de etileno. La fórmula del **polietileno** es:

$$\underset{\text{etileno}}{nCH_2{=}CH_2} \longrightarrow -\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}- \longrightarrow \underset{\textbf{polietileno}}{\left[-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\overset{H}{\underset{H}{C}}-\right]_n}$$

El subíndice *n* es un número muy grande de cientos a miles de moléculas. Una molécula típica de polietileno contiene de 2500 a 25000 moléculas de etileno unidas en una estructura continua.

A continuación se muestran algunos polímeros derivados del etileno modificado:

Monómero	Polímero	Usos
$CH_2{=}CH_2$ Etileno	$[-CH_2-CH_2-]_n$ Polietileno	Como material de empaque, artículos moldeados, juguetes, cubetas, botes, etcétera.
$CH_2{=}CH(CH_3)$ Propileno	$[-CH_2-CH(CH_3)-]_n$ Polipropileno	Para fibras textiles, artículos moldeados, cuerdas ligeras, equipo biológico esterilizable en autoclave.
$CH_2{=}C(CH_3)_2$ Isobutileno	$[-CH_2-C(CH_3)_2-]_n$ Plisobitileno	Como adhesivo sensible a la presión, goma (o caucho) de bautilo (con algo de siopreno como copolímero).
$CH_2{=}CH(Cl)$ Cloruro de vinilo	$[-CH_2-CH(Cl)-]_n$ Policloruro de vinilo (PVC)	Discos fonográficos, mangueras para jardín, artículos moldeados, losetas de piso, aisladores eléctricos, cuero de vinilo.
$CH_2{=}CCl_2$ Cloruro de vinilideno	$[-CH_2-CCl_2-]_n$ Sarán	Empaque de alimentos, fibras textiles, tubos (con algo de cloruro de vinilo como copolímero).

(*Continúa*)

Monómero	Polímero	Usos
$CH_2{=}CH$ (con CN) Acrilonitrilo	$[-CH_2-CH(CN)-]_n$ Orlón, acrilán	Fibras textiles.
$CF_2{=}CF_2$ Tetrafluoroetileno	$[-CF_2-CF_2-]_n$ Teflón	Empaquetaduras, válvulas, aislamiento, recubrimientos resistentes al calor y a agentes químicos, revestimientos para ollas y sartenes.
$CH{=}CH_2$ (con C_6H_5) Vinil beceno o estireno	$[-CH(C_6N_5)-CH_2-]_n$ Poliestireno	Artículos moldeados, unicel, material de aislamiento, juguetes, recipientes desechables para alimentos.
$CH_2{=}CH-CO(=O)-CH_3$ Acetato de vinilo	$-[CH_2-CH(CO(=O)-CH_3)-]_n$ Poliacetato de vinilo	Adhesivos, pintura y barnices, materia prima del polialcohol vinílico.
$CH_2{=}CH-CO(=O)-O-CH_3$ Metacrilato de metilo	$[CH_2-C(CH_3)(C(=O)-O-CH_3)]_n$ Lucita, plexiglás (resinas acrílicas)	Lentes de contacto, láminas transparentes para ventanas y aplicaciones ópticas, artículos moldeados, acabados para automóviles.

Actividad experimental

Obtención de artículos de resina poliéster

Con la guía de tu profesor intégrate en un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad, contesten las preguntas correspondientes y anoten sus conclusiones.

Propósito

Realizar una polimerización con resina poliéster.

Materiales

- 1 vaso de plástico cualquiera
- 1 palito de madera
- 2 moldes de plástico como los del refrigerador para obtener hielos.
- 60 g de resina poliéster cristal (preparada)
- 13 gotas de catalizador (peróxido de metil-etil-cetona)

Procedimiento

Coloquen los 60 g de resina poliéster en el vaso de plástico y agreguen el catalizador. Con el palito de madera mezclen los componentes.

(Continúa)

Actividad experimental

(*Continuación*)

Agreguen las gotas de colorante y mezclen con el palito de madera.

Viertan la resina ya catalizada en los moldes de plástico.

Desmolden la resina de poliéster cuando se haya solidificado para obtener sus productos.

Contesten las siguientes preguntas:

1. ¿Qué ocurrió al mezclar la resina con el catalizador? ____________________

____

2. ¿Qué ocurrirá si agregamos más catalizador del necesario? ____________________

____

3. ¿En cuánto tiempo se obtuvo el producto polimerizado? ____________________

Conclusiones: ____________________

____

____

____

____

____

4.3 La nueva imagen de los materiales

La ciencia de los materiales tiene un campo de estudio en extremo amplio, ya que abarca todos los materiales inorgánicos. Los científicos de esta área buscan entender la formación, estructura y propiedades de estos materiales en escalas atómica, microscópica, en condiciones de microgravedad (por ejemplo, la de una estación espacial), con el fin de desarrollar el conocimiento necesario para mejorar los productos, controlando los efectos cuando se fabrican con la gravedad de la Tierra.

Cuando se dispara por un cañón en la cima de una montaña, una nave o estación espacial con un cohete en una trayectoria angular sobre la Tierra. Cuando se logran una velocidad y altitud particulares (22-450 km), la trayectoria de la caída será paralela a la curvatura de la Tierra y se establece el ambiente microgravitatorio. Este ambiente ha provisto a los investigadores de una oportunidad única para estudiar los estados fundamentales de la materia (sólido, líquido y gaseoso) y las fuerzas que las afectan. En la microgravedad, los científicos pueden estudiar los procesos que difícilmente se lograrían en la Tierra.

Por ejemplo, en condiciones de gravedad, la solidificación y formación de cristales de los materiales se ve afectada por la presión ascendente inducida por la convección (flujo de fluido de los alrededores como resultado de sus diferentes densidades por efecto de diferentes temperaturas dentro del fluido), por la sedimentación y la presión hidrostática. Estos efectos inducidos por la gravedad pueden crear irregularidades o defectos en la estructura interna de los materiales, que a su vez modifican las propiedades de los mismos. En la microgravedad, esos fenómenos son eliminados significativamente, permitiendo a los científicos observar eventos que de otra manera no se verían. Por ejemplo, en la microgravedad, donde se reduce mucho el efecto de la presión ascendente inducida por la convección, los científicos pueden estudiar cuidadosa y cuantitativamente la **segregación**, fenómeno que influye en la distribución de los componentes del sólido al formarse de un líquido o un gas.

4.3.1 Cerámicas, cristales líquidos, polímeros, plásticos, materiales superconductores, etcétera

Materiales cerámicos

Normalmente tenemos la idea de que un material o producto cerámico es frágil y quebradizo, pero los científicos han logrado identificar muchas propiedades como las siguientes:

- Soportan temperaturas extremadamente altas o bajas.
- No tienen problemas de oxidación.
- Resistencia excelente al desgaste y a la abrasión.
- Muy durables en condiciones de fuerte acidez o basicidad.
- Son buenos aislantes eléctricos.
- Son excelentes aislantes térmicos aun en forma porosa o textil.
- Tienen áreas superficiales microporosas (poros de diámetro de algunos nanómetros), proporcionando una cantidad enorme de sitios para depositar catalizadores.
- Tienen excelente biocompatibilidad, siempre y cuando se seleccione la cerámica adecuada.

A continuación se presentan algunos productos cerámicos que han contribuido al desarrollo de la civilización:

Cuadro 4.19 Materiales cerámicos que se usan de manera común.

Desarrollo tecnológico	Ejemplos de productos cerámicos
Electrificación	Aislantes eléctricos para las líneas de energía y para aplicaciones domésticas e industriales
Automóviles	Sensores del motor, convertidor catalítico, bujías, ventanas, componentes del motor, dispositivos eléctricos y electrónicos
Aviación	Ventanas antiempañantes y anticongelantes, componentes del motor de jets
Suministro y distribución de agua potable	Filtros
Electrónica	Subestratos y paquetes de circuitos integrados, condensadores, piezoeléctricos, aislantes, imanes, superconductores
Radio y televisión	Tubos de vidrio (tubos de rayos catódicos), vidrio para la placa frontal de pantalla de TV, recubrimiento de fósforo para la pantalla de plasma de televisores, componentes eléctricos
Mecanización de la agricultura	Los ladrillos refractarios hicieron posible la formación de piezas metálicas ferrosas y no ferrosas
Teléfono	Componentes eléctricos, vidrio de la fibra óptica
Aire acondicionado y refrigeración	Aislamiento de fibra de vidrio, imanes cerámicos
Carreteras	Cemento para piso, microesferas de vidrio para fabricar pinturas reflejantes para señales y líneas de carretera
Exploración espacial	Azulejo para el transbordador espacial, componentes resistentes a altas temperaturas, ventanas transparentes y electromagnéticas, componentes eléctricos, lentes para telescopios
Internet	Componentes eléctricos, almacenamiento magnético, vidrio para monitor

(Continúa)

Desarrollo tecnológico	Ejemplos de productos cerámicos
Imágenes	Transductores, piezocerámicos para diagnósticos con ultrasonido, detección de sonar, mapeo del fondo del océano y otros, centellador cerámico para tomografía computarizada con rayos X, lentes para telescopio, monitores de vidrio, recubrimientos de fósforo para pantalla de sonar y radar
Aparatos domésticos	Recubrimientos de esmalte porcelanizado para equipos mayores, aislamiento de fibra de vidrio para estufas y refrigeradores, componentes eléctricos de cerámica, tapas de cerámica y vidrio para estufas, resistencias en espiral para calentadores, tostadores y hornos
Tecnologías para la salud	Reemplazo de uniones, válvulas cardiacas, sustitutos de huesos, dispositivos para mejorar la audición, marcapasos, productos cerámicos dentales, centellador cerámico para tomografía computarizada con rayos X
Tecnologías para el petróleo y el gas natural	Catalizadores cerámicos, refractarios y material de empaque para la refinación del petróleo y del gas natural, cemento para la perforación de pozos, brocas de perforación
Láser y fibra óptica	Fibra óptica de vidrio, amplificadores ópticos hechos de fibra, materiales para el láser
Tecnologías nucleares	Gránulos de combustible, varillas de control, válvulas y asientos de alta seguridad, componentes para contenedores, recipientes para la confinación de los desechos nucleares
Materiales de alto rendimiento	Los materiales cerámicos se caracterizan por su resistencia al desgaste, corrosión y altas temperaturas, alto reforzamiento, ligereza, alto punto de fusión, alta resistencia a la compresión, dureza y un amplio intervalo de propiedades ópticas, eléctricas y magnéticas

Cristales líquidos

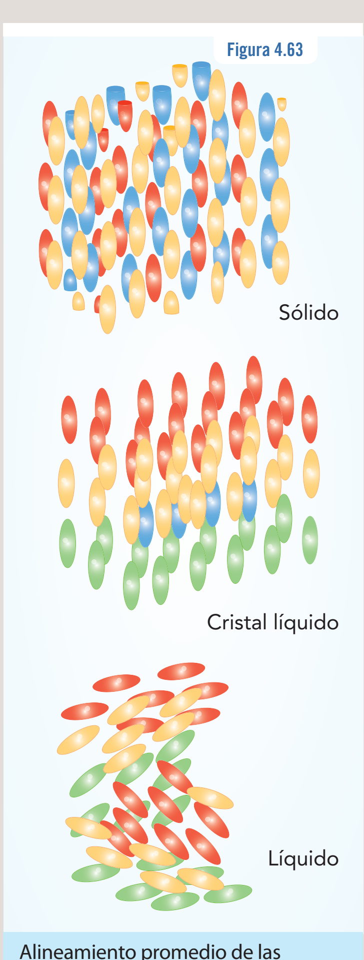
Todos los días entramos en contacto con muchos aparatos que poseen carátula o pantalla de cristal líquido (LCD); por ejemplo, una computadora lap-top, relojes digitales y de pulso, hornos de microondas, reproductores de CD, y muchos otros aparatos electrónicos.

Su estudio comenzó en 1888, cuando el botánico austriaco Friedrich Reinitzer observó que un material conocido como colesteril benzoato mostraba dos aspectos distintos al llegar a su punto de fusión. En sus experimentos aumentó la temperatura de una muestra sólida de ese material hasta observar que los cristales se convertían en un líquido nebuloso. Conforme Reinitzer incrementaba la temperatura, el material cambiaba a un líquido claro y transparente. Una vez frío, el líquido adquiría una tonalidad azulina antes de que finalmente cristalizara. En virtud de estos primeros trabajos, a menudo se le acredita a Reinitzer el descubrimiento de una nueva fase de la materia: la fase cristal líquida.

Los materiales que presentan un estado de cristal líquido generalmente muestran varias características comunes. Por ejemplo, presentan una estructura molecular en forma de barra, con rigidez en su eje más largo y fuertes dipolos o grupos funcionales que fácilmente se polarizan bajo la acción de un campo eléctrico E.

Otra característica particular de algunos cristales líquidos, conocidos como nemáticos enrollados (que, obviamente, se encuentran enrollados), es que son afectados por la corriente eléctrica, desenrollándose en varios grados, dependiendo del voltaje de la corriente y del campo eléctrico desarrollado. Las carátulas de cristal líquido utilizan estos cristales porque reaccionan a la corriente eléctrica en forma tal que controlan el paso de la luz.

La característica distintiva del estado líquido cristalino es la tendencia de las moléculas (llamadas mesógenos) a alinearse a lo largo de un eje común, conocido como director, en contraste con las moléculas en la fase líquida, que no tienen un orden específico. El director puede ser desde un campo magnético hasta una superficie que muestra ranuras microscópicas. El orden de orientación característico del estado de cristal líquido está entre el tradicional de las fases sólida y líquida,



Alineamiento promedio de las moléculas de un cristal líquido.

surgidas del término estado mesogénico y que a veces se usa como sinónimo de estado de cristal líquido.

Los cristales líquidos se clasifican en dos categorías principales: termotrópicos y liotrópicos; se distinguen por el mecanismo que maneja su autoordenación, pero poseen muchas similitudes. Las transiciones termotrópicas suceden en la mayoría de los cristales líquidos, y se definen así por el hecho de que las transiciones al estado líquido cristalino se inducen térmicamente o, en algunos casos, con presión. En contraste, las transiciones a cristales líquidos liotrópicos suceden con la influencia de solventes y no por cambios de temperatura.

Polímeros

El kevlar, un polímero de avanzada

Los polímeros tienen muchas aplicaciones; por ejemplo, el nailón se usa no sólo como fibra, que era su aplicación inicial, sino que ahora se utiliza también en la manufactura de cojinetes, aisladores, hilos para pesca y cuerdas para neumáticos. Estas amplias aplicaciones para el nailón y otros polímeros han estimulado una fuerte demanda de nuevas super fibras que tengan la resistencia al calor del asbesto, la rigidez del vidrio y resistencias mucho mayores que las del acero.

El kevlar incorpora todas estas propiedades, su peso molecular promedio de cada cadena polimérica es de 100 000 uma. El kevlar posee propiedades especiales a tal grado que las cuerdas de kevlar han reemplazado a las cuerdas y los cables de acero en muchas aplicaciones, en especial en las plataformas de extracción de petróleo mar adentro. Para un diámetro determinado, las cuerdas de kevlar tienen en el agua de mar 20 veces la resistencia del acero. Debido a que su estabilidad a temperaturas elevadas es muy buena, el kevlar se utiliza en guantes protectores y en la ropa protectora de los bomberos. Es también uno de los componentes principales de estructuras muy fuertes, resistentes a los daños como el caso de las lanchas para carreras.

Plásticos

Otro desarrollo muy importante logrado en la actualidad es la creación de materiales poliméricos. Aunque la naturaleza los ha proveído en la celulosa de las plantas, en el látex del árbol del hule y en gran variedad de ceras y resinas, no fue sino hasta los albores del siglo xx cuando se inició su producción masiva sintética.

El grupo de los materiales poliméricos artificiales comprende a los llamados comúnmente plásticos. Con este nombre, simple y general, se designa a estos materiales que influyen de modo determinante en el estilo de vida del hombre contemporáneo. Los plásticos pueden ser moldeables cuando están fundidos y como sólidos retienen formas muy específicas. Hay miles de productos elaborados a base de plásticos, que todos los días intervenimos con ellos en alguna situación; derivados de hules sintéticos, melaninas, acrílicos, vinilo, nailón, fenólicos, poliolefinas, poliuretanos celulósicos, teflones, poliésteres, epóxicos.

Dentro de los plásticos modernos tenemos a los policarbonatos, son duros y transparentes, éstos pertenecen a los plásticos de condensación. Los discos compactos están hechos de policarbonato. Otro tipo de policarbonato es el comúnmente llamado lexan o merlón, fue fabricado primero en Alemania, en 1953; es claro como el vidrio y casi tan duro como el acero. Una placa de una pulgada de espesor puede detener una bala calibre 38 disparada a 3.6 m. Estas propiedades tan especiales han dado como resultado el uso del lexan en ventanas a prueba de balas y en los visores de los cascos de los astronautas. La unidad que se repite en los policarbonatos es:

$$\left(-R-O-\overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{C}-O- \right)_n$$

El nombre policarbonato proviene de la similitud de enlaces con el ion carbonato inorgánico (CO_3^{2-}).

Materiales superconductores

Como ya se ha visto, los materiales cerámicos se emplean en aplicaciones de superconductividad a altas temperaturas de 90 a 130 K. Sin embargo, el origen de esta área tecnológica es la superconductividad en frío. El término “altas” temperaturas corresponde a un código de comparación con la superconductividad en frío entre 4 y 20 K.

La superconductividad fue descubierta primero por el físico holandés, Heike K. Onnes, en 1911, quien dedicó su vida científica a la exploración de la refrigeración a temperaturas muy bajas. En 1908 pudo licuar helio con éxito, enfriando a 4 K. Sólo produjo unos cuantos mililitros de helio, pero éste fue el principio de sus estudios con temperaturas que nunca antes se habían logrado. Posteriormente experimentó con mercurio y observó que a 4.2 K el mercurio había pasado a un nuevo estado, de resistencia eléctrica cero, que de acuerdo con sus extraordinarias propiedades eléctricas puede ser llamado el estado superconductivo. Onnes obtuvo el premio Nobel de Física en 1913. En 1957 tres físicos estadounidenses de la Universidad de Illinois (John Bardeen, Leon Cooper y Robert Schieffer) incorporan ideas avanzadas de la mecánica cuántica, que sugieren que los electrones en un superconductor se condensan en un estado cuántico basal y viajan colectiva y coherentemente, por lo cual obtuvieron el premio Nobel de Física en 1972, por su teoría de la superconductividad BCS, por las iniciales de sus apellidos.

En 1986, George Bernorz y Alex Muller experimentaron con una clase particular de óxidos metálicos cerámicos, conocidos como perowskitas, trabajando con productos cerámicos de lantano, bario, cobre y oxígeno encontraron indicaciones de superconductividad a 35 K, esto es, 12 K arriba del récord anterior de 23 K para un superconductor. En febrero de 1987 se encontró que otro perowskita era superconductor a 90 K. Este descubrimiento fue muy significativo, ya que sería posible utilizar nitrógeno líquido como agente enfriador. A estos superconductores se les conoce como de “altas temperaturas”. Una aplicación de lo anterior son los trenes de levitación magnética que actualmente operan en Japón, Alemania y recientemente en China, lo cual es una revolución tecnológica en la transportación masiva.

4.3.2 Reacciones de polimerización para la fabricación de resinas plásticas

Para su estudio los polímeros se dividen en dos: los de adición y los de condensación.

Polímeros de adición

Los polímeros de adición son aquéllos producidos por reacciones que permiten obtener longitudes específicas o determinadas. En estas reacciones no se obtiene ningún subproducto. Los polímeros de adición se forman por algún tipo de mecanismo en cadena, que puede ser: aniónico, catiónico o por radicales libres, según el tipo de monómero utilizado. En cada caso se cubren las tres etapas por las que pasa cualquier polimerización: iniciación, propagación y terminación.

Por ejemplo, en la polimerización de un compuesto olefínico (de olefina = alqueno) con vía de radicales libres, estas etapas pueden delinearse de la siguiente forma.

Iniciación

Formación el intermedio reactivo, en este caso un radical libre.

$$C_6H_5\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-C_6H_5 \xrightarrow{\Delta} 2C_6H_5\,\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O\cdot \longrightarrow 2C_6H_5\cdot\ 2CO_2$$

Peróxido de benzoilo — Radical benzoilo — Radical fenilo

El radical iniciador (en este caso el radical fenilo) se añade al monómero insaturado de la etapa de iniciación para generar el monómero de radical libre.

Propagación

$$C_6H_5CH_2CH_2\cdot + CH_2{=}CH_2 \longrightarrow C_6H_5CH_2CH_2CH_2CH_2\cdot$$

$$\downarrow {}_nCH_2{=}CH_2$$

$$C_6H_5(CH_2CH_2)_{n+1}CH_2CH_2\cdot$$

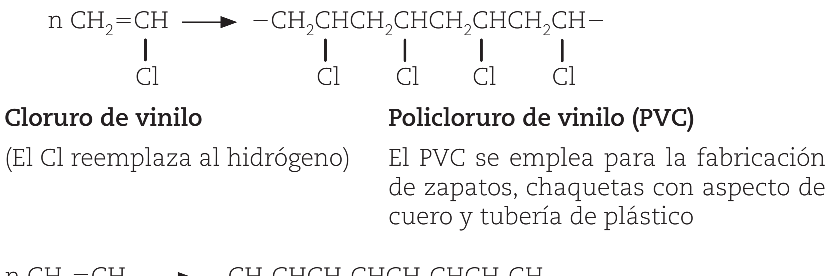
En la etapa de propagación tiene lugar una adición consecutiva del monómero para constituir la cadena que va creciendo. El valor de *n* establece el peso molecular del polímero.

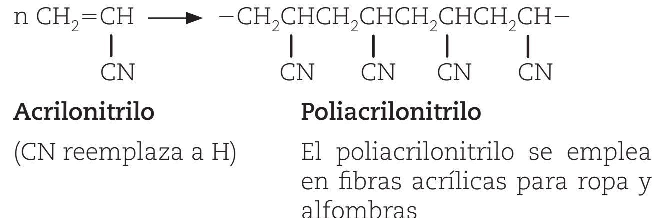
Terminación

La terminación interrumpe la cadena que crece y acaba con la reacción de polimerización. El acoplamiento de dos radicales libres puede resultar en la terminación de la cadena.

$$2C_6H_5(CH_2CH_2)_nCH_2CH_2\cdot \longrightarrow 2C_6H_5(CH_2CH_2)_nCH_2CH_2CH_2CH_2(CH_2CH_2)_nC_6H_5$$

La reacción de polimerización del etileno es otro ejemplo típico de una reacción de adición. En dicha reacción el etileno funge como monómero, es decir, la molécula pequeña con la cual se hace la molécula más grande de polímero. Se puede crear gran diversidad de polímeros de adición a partir de monómeros parecidos al etileno. Al reemplazar uno o más átomos de hidrógeno en el etileno, se obtienen varias series de polímeros útiles como el policloruro de vinilo (PVC), el poliacrilonitrilo y el poliestireno.





El arreglo de enlaces covalentes en las largas moléculas de polímeros, que parecen cuerdas, provocan un enrollamiento flojo. Un conjunto de moléculas de polímero (como las de un trozo de hule o de plástico fundido) pueden entrelazarse, de manera parecida a como lo hacen los fideos cocidos o el espagueti. En esta forma el polímero es flexible y suave.

Polímeros de condensación

En una reacción de polimerización por condensación se unen dos moléculas (condensadas) y una pequeña molécula, ya sea agua o alcohol, se suprime o elimina. Para que una polimerización de condensación forme materiales de peso molecular muy elevado, la reacción de condensación debe tener lugar una y otra vez de manera repetida. En consecuencia, los monómeros utilizados en este tipo de polimerización tienen dos o más grupos funcionales que puedan entrar en reacción para formar la cadena de polímero. Las reacciones de esterificación y formación de amidas son de este tipo.

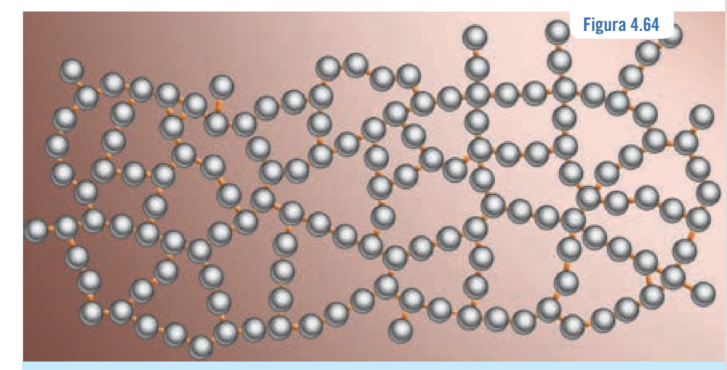


Figura 4.64

La molécula de un polímero tiene un elevado número de cadenas individuales y complejas.

No todas las moléculas poliméricas se forman por reacciones de adición; polímeros como las proteínas, el almidón, la celulosa (de la madera y el papel), el nailón y el poliéster se obtienen a partir de monómeros. Sin embargo, a diferencia de los polímeros de adición, estos otros se forman con pérdida de moléculas de agua de unidades de monómeros adyacentes.

En la reacción de un ácido orgánico y un alcohol se produce un éster de olor agradable, más agua. Muchos perfumes contienen ésteres, al igual que los aromas característicos de muchas hierbas y frutos. Por ejemplo, al reaccionar el ácido etanoico o acético con el alcohol metílico o metanol, se obtiene el acetato de metilo y se utiliza el ácido sulfúrico como catalizador:

$$\underset{\text{Ácido etanoico}}{CH_3{-}COOH} \;+\; \underset{\text{Alcohol metílico}}{CH_3OH} \xrightarrow{H_2SO_4} \underset{\text{Acetato de metilo}}{CH_3COOCH_3} \;+\; \underset{\text{Agua}}{H_2O}$$

$$\text{Ácido} + \text{Alcohol} = \text{Éster} + \text{Agua}$$

El tipo de compuestos bifuncionales que se condensan juntos para formar un polímero establecerá el enlace del grupo funcional en la unidad que se repite. Así, si se utilizan un ácido y un alcohol, se obtendrá un poliéster (como se explicó en párrafos anteriores). Si se condensan un ácido y una amina, se obtiene una poliamida, como se explica a continuación, reacción en la cual se elimina una molécula de agua:

$$-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH \;+\; -\underset{|}{\overset{|}{C}}-OH \longrightarrow -\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O \;+\; H_2O$$

$$\text{Ácido} + \text{Alcohol} \qquad \text{Éster} + \text{Agua}$$

$$-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH \;+\; -\underset{|}{\overset{|}{C}}-NH_2 \longrightarrow -\overset{\overset{O}{\|}}{C}-\overset{\overset{H}{|}}{N}-\underset{|}{\overset{|}{C}}- \;+\; H_2O$$

$$\text{Ácido} + \text{Amina} \qquad \text{Amida} + \text{Agua}$$

El ejemplo más conocido de un poliéster es la fibra de dacrón, que está formada por ácido tereftálico y etilenglicol. La polimerización tiene lugar en varias etapas: en primer lugar, el intercambio de éster se logra a 200 °C para obtener alcohol metílico (que se suprime por destilación) y un nuevo monómero. Después de suprimir el etilenglicol, que también desaparece por destilación. La fibra de dacrón, llamada también terilene o terón, puede prepararse en hilos permanentes y tiene muchas aplicaciones en la vida cotidiana, combinado con lana en tejidos de los que se lavan sin planchar. Cuando forma una película (mylar, cronar), se obtiene un producto de

mucha resistencia tensil; el mylar se utiliza mucho para preparar cintas magnéticas para grabación.

Evaluación formativa

¿Cuál es la diferencia entre un polímero de adición y un polímero de condensación?

____

____

¿Cuál es la unidad que se repite (monómero) en cada uno de los siguientes polímeros?

a) Polipropileno: ______________________________

b) PVC: ______________________________

c) Orlón: ______________________________

d) Poliestireno: ______________________________

e) Poliacrilonitrilo: ______________________________

f) Dacrón: ______________________________

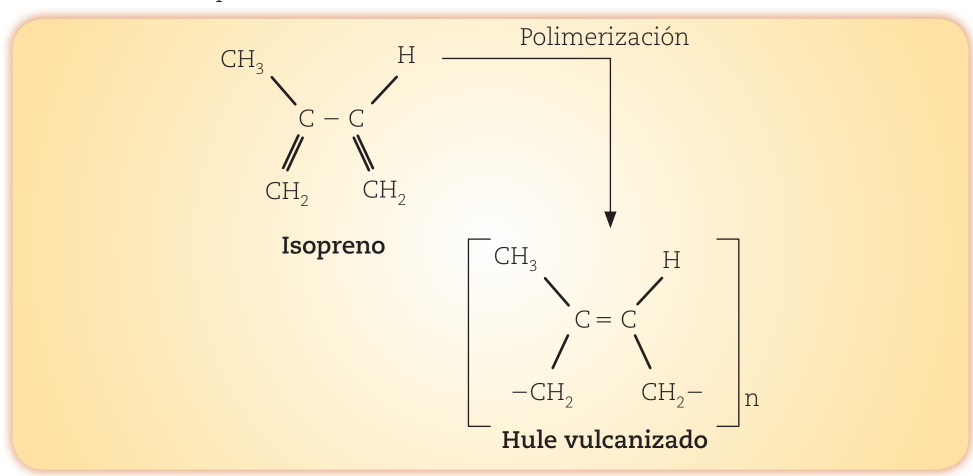
g) Teflón: ______________________________

Los polímeros son materiales amorfos que no presentan frases cristalinas bien definidas con puntos de fusión definidos, sino que se ablandan durante un intervalo de temperaturas. Aunque los polímeros se clasifican como materiales amorfos, tienen cierta proporción de ordenamiento o cristalinidad.

Las interacciones entre las moléculas del polímero pueden provenir de enlaces químicos formados entre las cadenas de polímeros, o de las fuerzas que actúan entre ellas.

Los materiales temoplásticos (que soportan el calor) constan de cadenas lineales independientes de largas moléculas del polímero. Las cadenas individuales son flexibles y pueden asumir formas complejas. Las lineales más sencillas se suelen complicar al ramificarse, esto es, por cadenas laterales que se extienden a partir de la principal, como ramales que emergen de las líneas principales de una vía de ferrocarril o como un espagueti.

Los materiales poliméricos termoestables tienen enlaces químicos que entrecruzan a las cadenas del polímero, como se ilustra en el caso del hule vulcanizado:



En esta macromolécula con valor de *n*, las cadenas pueden ser de 20 000 hasta 100 000 monómeros.

Cuanto mayor sea la densidad de enlaces entrecruzados por unidad de volumen del material, más rígido será éste. El ejemplo mejor conocido de este entrecruzamiento es la vulcanización del hule natural, descubierto de la corteza del árbol *Hevea brasiliensis*. Este hule es un polímero del isopreno C_5H_8. El hule natural no es un plástico útil debido a que es demasiado blando y muy reactivo químicamente. Como se mencionó antes, Goodyear descubrió de manera accidental que al añadir azufre al hule y calentar la mezcla, se logra solidificar el hule y se reduce la oxidación por los ataques químicos de otras sustancias. El azufre cambia el hule en un polímero termoestable al entrecruzar las cadenas del polímero mediante la reacción de algunos dobles enlaces. Un entrecruzamiento de alrededor de 50% de los dobles enlaces produce un hule flexible, elástico. Cuando el hule se estira, los enlaces entrecruzados evitan que las cadenas resbalen, de modo que conserva su elasticidad.

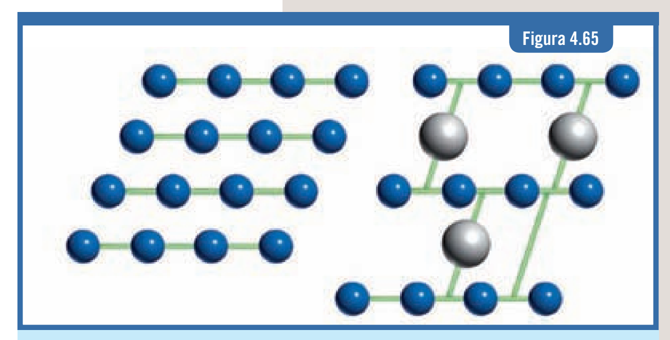


Figura 4.65

Polímero lineal (izquierda) y polímero con uniones transversales (derecha).

Actividad de aprendizaje

Completa el siguiente mapa conceptual

Macromoléculas Sinteticas

Pueden obtenerse a partir de

Polímeros de acción

Ejemplos

Ejemplos

Lecturas de reflexión

En 1910, cuando en México iniciaba la Revolución, un químico ruso logró sintetizar el butadieno, muy parecido al caucho, que fue utilizado ampliamente en la Primera Guerra Mundial. En Alemania necesitaban grandes cantidades de hule natural y lo sustituyeron por el sintético. El hule natural es solamente uno de los muchos polímeros que se encuentran en la naturaleza. La **celulosa**, que forma parte de las fibras vegetales y de la madera, es otro polímero muy importante. En 1860, se obtuvieron los primeros plásticos semisintéticos a partir de este polímero natural, esto es, la celulosa.

En 1907, Leo Baekeland (1863-1944), químico belga-estadounidense, obtuvo el primer plástico completamente sintético, la bakelita.

En México, al igual que en todo el mundo, nos encontramos inmersos en la era del plástico, basta con observar hacia cualquier lado y se puede ver gran variedad de artículos de plástico: computadoras, "ratones" (mouse), cables, cajas de acrílico, teléfonos, televisores, plumas, cubiertas, bolsas, colchones, juguetes, etcétera.

4.4 Suelo, soporte de la alimentación

El suelo es una delgada capa que cubre la corteza terrestre; en ella se desarrolla la vida vegetal, animal y humana. En el suelo crecen los alimentos y sobre él vivimos y cimentamos nuestros hogares. Está integrado por restos vegetales y animales que sirven de fertilizantes. Para construir las grandes ciudades hemos acabado con la fertilidad y la belleza de muchas áreas, aunque no podemos prescindir del campo, ya que de él nos llegan recursos, los productos del suelo que son nuestros alimentos. Del suelo se obtienen también materias primas para el vestido, la construcción y diversas industrias.

El material que forma el suelo o tierra es una mezcla compleja de partículas minerales provenientes de la erosión de las rocas, nutrientes, minerales, materia orgánica en descomposición, agua, aire y microorganismos.

Aunque este suelo o tierra es un recurso potencialmente renovable, se produce muy lentamente, como resultado del desgaste de las rocas originado por el tiempo, el depósito de sedimentos, la erosión y la descomposición de la materia de organismos muertos.

El *humus*, material orgánico descompuesto de color oscuro, es muy importante para la estructura de una buena tierra. Como una fuente de nutrientes para las plantas, el humus es casi como una cápsula de tiempo que desprende lentamente su contenido.

Tipos de suelo

Se pueden distinguir tres tipos principales de suelo:

Poroso

Es un tipo de suelo muy permeable permitiendo la rápida circulación del agua y aire sin retenerlos.

Arcilloso

Es un suelo poco permeable, no permite la circulación del agua y aire, provocando que se inunde fácilmente.

Intermedio

Este tipo permite que el agua y el aire circulen de tal forma que conserven humedad suficiente para permitir el crecimiento de abundante vida vegetal y animal, por tanto, es suelo útil para la agricultura.

De las tierras de nuestro territorio 16% es improductiva, 22% es forestal, 47% es pastizal y 15% es terreno laborable para la agricultura. De este último porcentaje, 75% es terreno de temporal y 24% es de regadío. La conservación del poco suelo productivo que tenemos es vital en nuestro país ya que es la principal fuente de sustento. De él dependen las plantas, los insectos, los animales y nosotros mismos.

Los suelos tienen un ciclo de renovación en el que desempeñan un papel importante los seres vivos.

Las plantas, los árboles y los animales depositan sus residuos y desechos denominados orgánicos por provenir de organismos vivos y éstos se descomponen hasta transformarse en elementos y compuestos sencillos que se integran a la tierra enriqueciéndola; a su vez, estas mismas sustancias sirven de alimento a las plantas; éstas a los animales, continuando hasta volver a la descomposición y su reintegración a la tierra.

Un papel importante lo desempeñan ciertos organismos microscópicos (por ejemplo, las micorrizas que son hongos asociados con las raíces vegetales, los parásitos completos y los hemiparásitos, que son plantas que no poseen ni clorofila, ni raíz), los cuales son muy útiles pues facilitan que las raíces de las plantas y árboles incorporen nutrientes como las sales de nitrógeno; además, participan en la descomposición de los desechos orgánicos y su integración a los suelos.

En las áreas donde este ciclo se efectúa de manera equilibrada, el desgaste de los suelos, ya sea por la erosión o por su uso constante, se ve compensado por los residuos orgánicos (fósiles); se calcula que en una capa de un centímetro de residuos vegetales tarda en formarse aproximadamente 200 años.

Erosión del suelo y fuentes que la originan

Al romper el ciclo antes descrito, los suelos se vuelven infértiles e improductivos.

Los fósiles han nutrido y fertilizado durante siglos el suelo. Sin embargo, esto es ya insuficiente, contrastado con la calidad de residuos domésticos e industriales que se tiran y dañan el suelo. Se han deteriorado enormes áreas de pastizales y de suelo fértil por el uso excesivo de plaguicidas y por la gran cantidad de sustancias químicas que hemos depositado en ellos.

La erosión es la ablación mecánica de la superficie de la Tierra por diversos agentes, que afecta por igual a las rocas intactas como al suelo que las recubre. La ablación implica la formación de fragmentos de cualquier clase y de cualquier tamaño. Los principales agentes de erosión son la gravedad (que crea derrumbes), el viento, la lluvia, los glaciares y, sobre todo, las corrientes de agua (torrentes, afluentes, etc.), así como el mar.

Los fragmentos así formados son de todos los tamaños, desde el bloque hasta la partícula arcillosa e incluso los iones; los agentes de transporte (agua, viento, glaciar) las arrastran hacia las partes bajas (mares y lagos) en donde, por acumulación, se depositan. La acumulación de las partículas sólidas resultantes de la erosión propicia la formación de rocas sedimentarias detríticas (areniscas, arenas, etc.).

Por otro lado, el hombre ha utilizado miles de toneladas de madera en la construcción de casas, de muebles y como combustible; sin embargo, no se ha preocupado lo suficiente para reponer a los bosques lo que le ha quitado: sus árboles. Los árboles son los encargados de proteger los suelos de la acción del viento y del agua. Sin ellos, el bosque, la selva y la vida se acaban. También sin ellos se puede acabar el equilibrio ecológico y nuestra vida misma puede estar en peligro.

Por otro lado, el suelo se daña no sólo por la erosión. Se daña cuando lo contaminamos. Podemos contaminarlo al depositar en él un exceso de plaguicidas, los cuales afectan a todas las formas de vida. También lo contaminamos al depositar en él un exceso de fertilizantes, los cuales dañan a las aves.

La irrigación de los campos es muy necesaria pero a la larga, si los sistemas de irrigación no se planean y aplican adecuadamente, se puede generar la alcalinidad de los suelos.

4.4.1 CHONPS en la naturaleza

Considerando que las plantas verdes son el inicio de la cadena alimenticia que provee finalmente de nutrientes al reino animal y a los seres humanos, es conveniente conocer los nutrientes que existen en los suelos, mismos que finalmente llegarán también al cuerpo humano, donde efectúan funciones específicas. Se tienen 18 nutrientes elementales conocidos para el crecimiento normal de las plantas verdes.

Cuadro 4.20 Algunos productos químicos utilizados como fuente de nutrientes para las plantas.

Elemento	Fuente del nutriente
	Nutrientes no minerales
C	CO_2 (dióxido de carbono)
H	H_2O (agua)
O	H_2O (agua)
	Nutrientes primarios
N	NH_3 (amoniaco), NH_4NO_3 (nitrato de amonio), H_2NCONH_2 (urea)
P	$Ca(H_2PO_4)_2$ (fosfato de dihidrógeno y calcio)
K	KCl (cloruro de potasio)
	Nutrientes secundarios
Ca	$Ca(OH)_2$ (hidróxido de calcio, cal apagada), $CaCO_3$ (carbonato de calcio, caliza), $CaSO_4$ (sulfato de calcio, yeso)
Mg	$MgCO_3$ (carbonato de magnesio), $MgSO_4$ (sulfato de magnesio, sales de Epsom)
S	Azufre elemental, sulfatos metálicos
	Micronutrientes
B	$Na_2B_4O_7.10H_2O$ (bórax)
Cl	KCl (cloruro de potasio)
Cu	$CuSO_4.5H_2O$ (sulfato de cobre pentahidratado)
Fe	$FeSO_4$ (sulfato de hierro(II), quelatos de fierro)
Mn	$MnSO_4$ (sulfato de manganeso(II), quelatos de manganeso)
Mo	$(NH_4)_2MoO_4$ (molibdato de amonio)
Na	NaCl (cloruro de sodio)
Y	V_2O_5, VO_2 (óxidos de vanadio)
Zn	$ZnSO_4$ (sulfato de zinc, quelatos de zinc)

Los nutrientes no minerales (carbono,hidrógeno y oxígeno) se obtienen del aire y del agua. Los nutrientes minerales son absorbidos a través del sistema de raíces como solutos del agua absorbida. Los 15 elementos agrupados como nutrientes minerales, se subdividen a su vez, en tres grupos: nutrientes primarios, secundarios

y micronutrientes, dependiendo de las cantidades necesarias para un crecimiento saludable.

4.4.2 El pH y su influencia en los cultivos

El pH del suelo puede variar de 4 a 8, pero la mayoría de los suelos poseen un pH entre 6.5 y 7.5. En áreas de yeso y piedra caliza los suelos son alcalinos, pero en zonas areniscas y áreas reforestadas, normalmente son ácidos. Es conveniente tratar las áreas demasiado ácidas con carbonato de calcio ($CaCO_3$) e hidróxido de calcio (Ca(OH)2) para mantener el pH en los niveles antes mencionados, y así lograr una mejor producción de los suelos agrícolas, pues el pH es muy importante para éstos.

La tierra de cultivo llega a ser ácida o dulce no sólo por la oxidación de material orgánico, sino también por la lixiviación selectiva por el agua que fluye a los depósitos subterráneos.

La absorción de nitrógeno y fósforo por las plantas se reduce en suelos ácidos con un pH debajo de 5.5 y lo hace severamente en suelos con un pH de 4 o menos.

Cuando los suelos son demasiado ácidos, pueden ser parcialmente neutralizados por sustancias alcalinas como la cal apagada. Además, ésta acelera el proceso de descomposición de la materia orgánica en la tierra, por lo que se deberá añadir estiércol u otro fertilizante orgánico para mantener la fertilidad del terreno.

En regiones secas, como en el norte del país, la lluvia no lixivia el calcio y otros compuestos alcalinos, de tal forma que estas tierras pueden ser demasiado alcalinas (pH arriba de 7.5) para algunos cultivos. Por ejemplo, la absorción de fósforo y zinc por las plantas se reduce en suelos con un pH de 7.5 a 8.5. Al añadir azufre, el cual se convierte de manera gradual en ácido sulfúrico por las bacterias de la tierra, se reduce la alcalinidad del suelo.



Figura 4.66

El pH es muy importante en los suelos agrícolas.

4.5 La conservación o destrucción de nuestro planeta

Las descargas accidentales de crudo al ambiente, especialmente de los buques-tanque, son la causa más importante de contaminación de las costas, aunque muchos barcos pequeños también contaminan al derramar cantidades pequeñas de combustible. Se estima que, en condiciones normales, por cada millón de toneladas de crudo que se transporta, se derrama una tonelada. Uno de los derrames más importantes que han producido desastres ecológicos ha sido el del pozo Ixtoc I, en el golfo de México, en 1979 (3.3 millones de barriles).

Aunque en talleres y gasolineras se derraman cantidades pequeñas de hidrocarburos, por el cambio de aceite y lavado de motores que van del suelo y de ahí al drenaje, en conjunto el daño puede ser importante. Además, en las gasolineras con frecuencia se han encontrado fugas en los tanques de almacenamiento, en algunos casos del orden de 200 a 300 mil litros, que se acumulan en el subsuelo, y en ocasiones llegan a los mantos freáticos, pudiendo producir no sólo efectos tóxicos en el ambiente, sino explosiones, como la que ocurrió en la ciudad de Guadalajara, Jalisco (1992).



Figura 4.67

Los accidentes de barcos petroleros provocan desastres ecológicos.

La eliminación de los hidrocarburos contaminantes se lleva a cabo en forma natural, sobre todo en el agua, ya que una parte de ella se evapora, otra se degrada (es decir, se transforma por procesos químicos y fotoquímicos) y la mayor parte es eliminada por microorganismos cuyas poblaciones aumentan selectivamente en sitios contaminados. Sin embargo, es necesario eliminar en lo posible el contaminante para disminuir el impacto ambiental, ya que los procesos de degradación natural se llevan a cabo de forma muy lenta.

En el suelo el problema es distinto, ya que no es posible extraer fácilmente los hidrocarburos que se absorben en el material sólido.

Un método que se usa de manera amplia es la aplicación de detergentes lo cual, en el mejor de los casos, traslada el problema a otro lugar: los drenajes, y de ahí a ríos y cuerpos de agua. En algunos casos se ha intentado eliminar los hidrocarburos por combustión, pero es un proceso que origina la contaminación del aire.

Una alternativa es la biorrecuperación, que consiste en el empleo de microorganismos capaces de degradar los hidrocarburos al utilizarlos como alimento, transformándolos en materia orgánica no tóxica, fenómeno que en realidad es parte del proceso natural. Pero en este caso se diseminan microorganismos en grandes cantidades, proporcionándoles los nutrientes necesarios para que utilicen el hidrocarburo como fuente de carbono.

En este proceso deben emplearse microorganismos que, además de degradar los hidrocarburos, tengan las siguientes características: no ser patógenos, resistir la toxicidad de los hidrocarburos y crecer en amplios límites de temperatura, pH, concentración de sales, etcétera; sobrevivir durante mucho tiempo en las condiciones de operación, y crecer en condiciones, si no de anaerobiosis, por lo menos de pequeñas cantidades de aire (microaerofilia).

Según los estándares internacionales, en ningún caso debe utilizarse un microorganismo potencialmente patógeno, ni para el hombre ni para los animales o plantas.

La toxicidad de los hidrocarburos es un problema que deben enfrentar los microorganismos para desarrollarse en ellos, ya que hay datos que indican claramente el transporte a través de la membrana, es decir, este fenómeno es muy importante para el metabolismo microbiano de hidrocarburos recalcitrantes, aquellos que son prácticamente imposibles de degradar.

Para llevar a cabo el proceso de biorrecuperación, es necesario vacunar grandes áreas se suelo contaminado con hidrocarburos, sitios en los que no es posible controlar las variaciones ambientales, como temperatura, pH, salinidad, etcétera, por lo que es necesario que los microorganismos sean capaces de crecer en condiciones variables, en algunos casos “extremas”, y que además sobrevivan por periodos prolongados, lo que asegurará un mejor resultado.

Como en el suelo no es fácil mantener condiciones de aireación, deberán crecer por lo menos en microaerofilia, si no es que en anaerobiosis.

4.5.1 Consumismo-basura-impacto ambiental

La basura industrial, la basura doméstica, los desperdicios y el depósito de materia fecal en el suelo, pueden formar amontonamientos de materia orgánica en descomposición con graves riesgos para la salud. A su vez, la basura puede presentar restos de alimentos, cenizas, plásticos y sustancias tóxicas que se acumulan en un lugar cerrado del cual no tienen escape.

Los herbicidas defoliantes bloquean la fotosíntesis, inutilizan los suelos y afectan la vida silvestre. A su vez, los productos químicos desechados por el hombre y provenientes de industrias y fábricas, se alojan por mucho tiempo en la naturaleza, quizá por centenares de años, dañando la cadena alimentaria y las formas presentes y futuras de la vida.

Los residuos radiactivos, plaguicidas, los fertilizantes químicos, la erosión, la deforestación, los incendios forestales, los cultivos artificiales, el exceso de pastoreo, la basura industrial y los monocultivos que agotan la tierra, son algunas de las causas más frecuentes de contaminación de los suelos. Sin embargo, con toda la gravedad que implican estas formas de contaminación del suelo, aquella que engendra el mayor riesgo inmediato a la salud humana es la causada por el depósito de materia fecal a cielo abierto.

En buena parte, esto se debe a que no más de la mitad del país tiene servicios sanitarios para la disposición de excretas y desechos. Ello explica que diariamente se

depositen 6 000 toneladas en base seca de materia fecal a cielo abierto en la superficie del territorio nacional. Este problema es, sobre todo, de muy alto riesgo en la población que habita en barriadas suburbanas marginadas de las grandes ciudades como México, Monterrey y Guadalajara, o como las zonas fronterizas carentes de servicios en el norte del país.

También los desechos y los alimentos contaminados que ingieren los animales hacen más grave la contaminación fecal, ya que el propio excremento animal, que contiene gérmenes o quistes, es depositado en los suelos contaminando así las verduras que después serán ingeridas por el hombre.

De acuerdo con lo anterior, surge la siguiente pregunta: ¿qué se hace con los desechos radiactivos?

A diferencia del carbón o del petróleo que se utilizan en las plantas termoeléctricas, los "combustibles" de las centrales nucleares (esencialmente, el uranio) no se "acaban" por completo después de ser usados. Cuando se retiran del reactor, después de aproximadamente dos años de servicio, poseen todavía una fuerte radiactividad. Se les envía entonces a plantas de retratamiento, donde se recupera el plutonio, con fines militares, o para la planta de los sobrerregeneradores. Pero, ¿qué hacer con los residuos radiactivos que subsisten? (Un reactor nuclear potente produce cada año 30 toneladas de productos irradiados.)

Estos "desechos", a los que se suman usualmente partes del reactor contaminadas normalmente durante la vida de éste, no pueden eliminarse de manera definitiva. Hay que ponerlos en algún lugar y esperar a que su radiactividad, que decrece lentamente con el tiempo, alcance un nivel lo suficientemente bajo para no representar un peligro para los seres vivos, periodo que resulta de ¡miles, cuando no de millones de años! La solución adoptada más usualmente consiste en cubrir los productos radiactivos con capas de hormigón. En el caso de los desechos de gran radiactividad, se recurre a la vitrificación; las masas de vidrio así obtenidas se introducen en cilindros estancos de acero inoxidable y se sumergen en el mar (Bélgica, Países Bajos, Gran Bretaña, Italia, Suecia) o se entierran en minas de sal cuya entrada es en seguida cerrada (Alemania, EUA). Hay que esperar que, tanto en un caso como en el otro, los contenedores no se cuarteen al cabo de cierto tiempo.



Figura 4.68

La basura de la ciudad se deposita en tiraderos a cielo abierto, contaminando el suelo, el aire y los mantos acuíferos del subsuelo.

4.5.2 Reducción, reutilización y reciclaje de basura

La mejor estrategia para disminuir la basura es reducirla desde su origen. Esto permite lograr dos objetivos: 1) reducir la cantidad de desperdicio que debe ser manejado, y 2) conservar los recursos.

Respecto al primer objetivo, el peso de muchos artículos ha reducido la cantidad de materiales utilizados en su manufactura. Los botes de acero son 60% más ligeros que antes; los pañales desechables, por la tecnología del gel absorbente, contienen 50% menos pulpa de papel; los botes de aluminio demandan para su fabricación 30% menos de material que hace 10 años.

El segundo objetivo se puede alcanzar, ya que la era de la información puede tener repercusiones en el uso del papel. La comunicación electrónica, transferencia de datos y la publicidad se llevan a cabo y aumentan a pasos agigantados por el uso de las computadoras personales, y el número de hogares que posee computadora continúa elevándose.

El reciclado de la basura

Más de 75% de la basura que se tira a diario puede ser reciclada. Hay dos tipos de reciclado: el primario que es un proceso en el cual el material de desecho original se vuelve a convertir en ese mismo material. Por ejemplo, los periódicos se reciclan para fabricar el mismo producto.

El reciclado secundario, los materiales de desecho se convierten en productos diferentes, que pueden o no ser reciclables, por ejemplo, el cartón hecho de periódicos desechados (por sucios).

Los artículos más utilizados en procesos de reciclaje son: botes de aluminio y de lámina, botellas de vidrio, botellas y contenedores de plástico, periódicos y desechos de hojarasca y pasto de jardines (para hacer composta).

El reciclado de papel periódico es el más importante, pues éste compone la mayor parte de la basura, más gran variedad de otros papeles, cartulinas y cartones.

El reciclaje de los plásticos

La creciente cantidad de materiales desechables ocasiona que se requieran más terrenos para contenerlos. Como respuesta, en muchas partes del mundo estos materiales se reciclan. La gente separa la basura, en diferentes categorías: desperdicios, papel, vidrio y plástico. Como los desperdicios y el papel son biodegradables y el vidrio se puede volver a usar, se pone mayor atención a los plásticos. El 30% del volumen de la basura que se genera en EUA está constituido por plásticos. Por desgracia, el reciclaje del plástico es más complicado que la mayoría de los otros materiales. En los terrenos que se usan como basureros se encuentran, por lo común, cinco tipos de plásticos. Éstos son el polietileno tanto de baja como de alta densidad, el politereftalato de etileno, el poliestireno, el policloruro de vinilo y el polipropileno.

Figura 4.69



Diversos recipientes de plástico para diferentes usos.

La sociedad de la industria de los plásticos ha elaborado códigos con números y siglas (en inglés) para ayudar a la gente a distinguir a los plásticos y uniformar la comunicación. Los códigos resultan más útiles para ordenar los plásticos y tomar una decisión respecto al método para reciclarlos. Además de tener una composición química diferente, cada tipo de plástico tiene diferentes propiedades físicas, lo que determina su uso.

Las botellas de refrescos PET, así como los recipientes para leche y las botellas de agua de HDPE reciben la mayor atención porque son los que se recolectan y se separan con mayor facilidad. Sólo el cuerpo de la botella esta formado por PET. La base es HDPE, el tapón es de otro tipo de plástico o de aluminio y la etiqueta tiene adhesivos. Las botellas se cortan o se trituran en trozos muy pequeños para procesarlos. Los adhesivos se eliminan con detergentes fuertes. El HDPE, que es más ligero que el PET, se separa de él en agua porque uno se hunde y el otro flota. El aluminio se separa electrostáticamente. Lo que queda son pequeños trozos de plástico, que se venden a los fabricantes, quienes los usan para hacer otros plásticos.

Código		Material	Usos principales
1	PET	Politereftalato de etileno	Se encuentra en recipientes rígidos, en especial en botellas para bebidas gaseosas
2	HDPE	Polietileno de alta densidad. (PEAD, en español)	Es el plástico de mayor uso, en recipientes rígidos, como son botellas para jugos, aceites domésticos y aceites para automóviles

(Continúa)

Código		Material	Usos principales
3	PVC	Policloruro de vinilo	Plástico duro que se usa en tuberías y en la construcción, recipientes para champúes, aceites y productos domésticos
4	LDPE	Polietileno de baja densidad (PEBD, en español)	Se usa en películas y bolsas de plástico
5	PP	Polipropileno	Empaques para alimentos, estuches para baterías, forro de pañales desechables
6	PS EPS	Poliestireno Espuma de poliestireno	Se conoce como una espuma, en forma de platos, vasos y recipientes para alimentos, aunque en su forma rígida se usa para hacer cuchillos de plástico, tenedores y cucharas

4.5.3 Responsabilidad en la conservación del planeta

Tenemos una gran responsabilidad de conservar nuestro planeta, tomando los siguientes aspectos fundamentales: el *desarrollo sustentable*, metas prácticas que se pueden desarrollar en nuestras interacciones con el mundo natural; la *responsabilidad*: el marco ético y moral que controle las acciones públicas y privadas (en que intervenga el ambiente), y la *apertura a nuevos compromisos*: respecto al conocimiento actual de la manera en que funciona el mundo y cómo interaccionan los sistemas humanos con él.

El planeta Tierra está formado por dos zonas, una interna y otra externa, ambas tienen varias capas. La zona interna está formada por cuatro capas: el núcleo central se llama nife o siderósfera, las siguientes capas se llaman litospórica y ferrospórica, y por último se encuentra la capa superior que se denomina sima.

La zona externa se integra de dos capas: la hidrósfera formada principalmente por mares y océanos, y la litósfera también llamada sial o corteza terrestre.

Figura 4.70

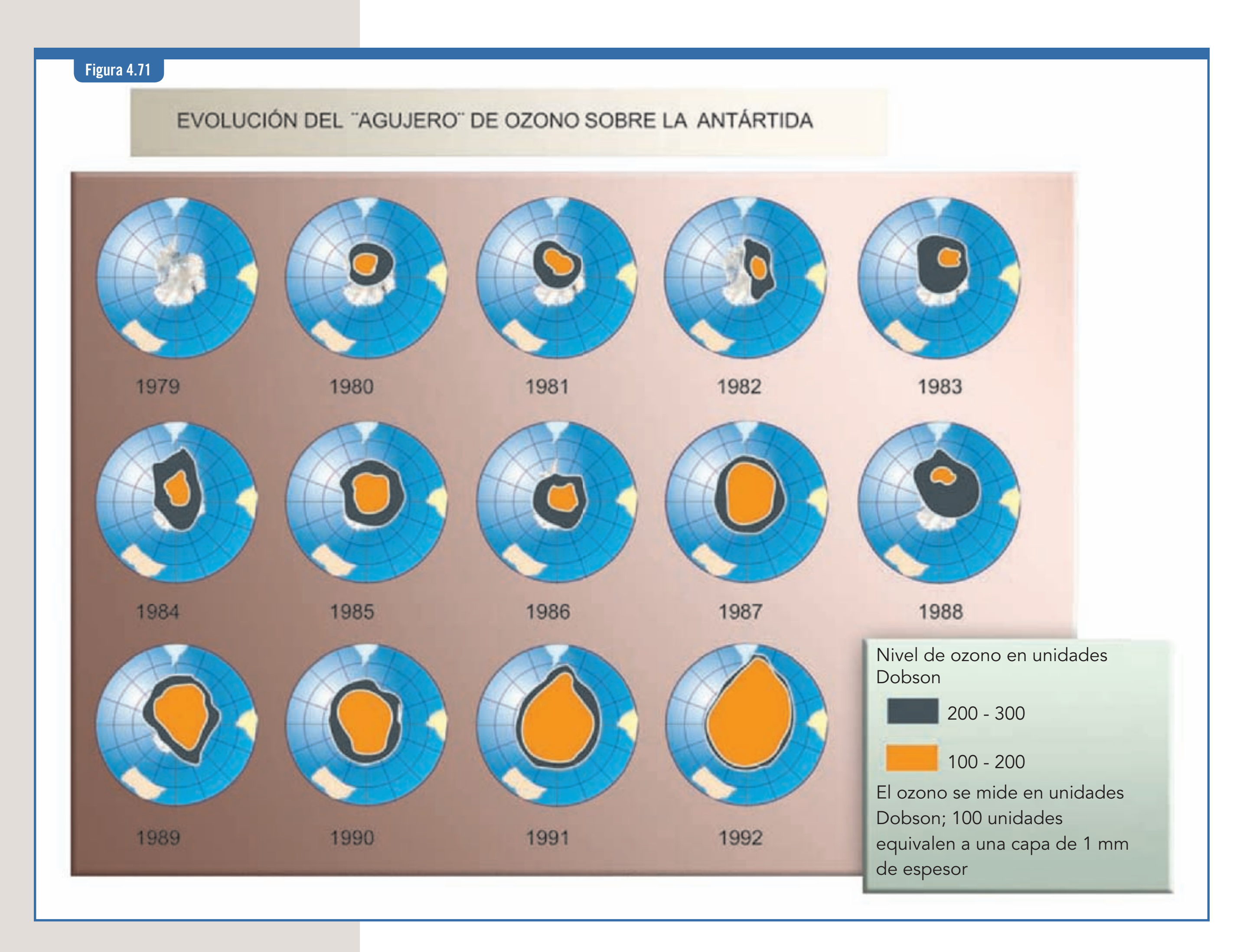
Comportamiento vertical de la temperatura en la tropósfera y en la estratósfera.

En la parte superior de la última capa es donde vivimos, en otras palabras, es el suelo que pisamos y donde se desarrolla la vida vegetal, animal y humana; está compuesta por una combinación de los siguientes elementos: oxígeno, silicio, aluminio, fierro, calcio, sodio, magnesio, potasio, hidrógeno, cloro, carbono y otros. Éstos se encuentran formando tierra o roca en forma de minerales.

Conservación del suelo e importancia agrícola y forestal

Todos ayudamos a la contaminación del suelo y a su destrucción; la mala planificación y la falta de previsión en los procesos de explotación agrícola, los cultivos nómadas con la costumbre "tuma–roza–quema", los abandonos, los plaguicidas y los abonos químicos excesivos, los cuales modifican la naturaleza y las propiedades del suelo.

Figura 4.71



▲ Las imágenes de la evolución del "agujero" de ozono sobre la Antártida, enviadas por el satélite Nimbus-7, muestran que por cada 1% que disminuye la capa de ozono, aumenta 2% la radiación ultravioleta que llega a la Tierra. Actualmente se sabe que las pérdidas de ozono acumuladas desde 1969 suman 10%. Si este ritmo de pérdida continúa, hacia el año 2015 se alcanzará un punto máximo: entre 12 y 30% por encima del nivel actual.

La tala inmoderada y la destrucción de las selvas y los bosques causan la destrucción y el desequilibrio ecológico del suelo.

La elevada cantidad de desechos químicos provenientes de fábricas e industrias que al depositarse en la delgada capa del suelo terrestre forman una costra de sustancias químicas que vuelve estéril a cualquier terreno y, sobre todo, la enorme cantidad de basura que a diario tiramos en nuestras calles, campos y sitios de recreo.

Un grave problema de contaminación de los suelos en zonas rurales y áreas marginadas de grandes ciudades es el fecalismo al aire libre. En este caso, millones de huevecillos y bacterias que están en la materia fecal son transportados por el viento de un lugar a otro del suelo. Por ello, los quistes y formas activas de bacterias, virus y parásitos intestinales como las lombrices humanas, son depositados en el suelo, contaminando los alimentos y el agua. Por ello, cuando el viento sopla acarrea bacterias que producen enfermedades como el cólera, la disentería, la tifoidea, la para-tifoidea y otras. Las heces fecales depositadas en el suelo contaminan nuestras manos, así como el agua y los alimentos que ingerimos, causando padecimientos gastrointestinales, infecciones por estafilococos, amebiasis, cisticercosis y hepatitis, cuyo origen está también en el desarrollo de la fauna nociva y de especies animales transmisoras.

Para mucha gente, la basura es ya parte de su panorama y considera que no debe hacer nada por evitarla. Esto es un grave error, no debemos convivir con la basura,

ni en la escuela ni en la calle ni en nuestra casa. De nosotros depende que no haya basura. Debemos:

- Usar sólo lo que necesitamos para evitar desperdicios.
- Utilizar los servicios sanitarios y evitar la defecación al aire libre.
- No utilizar empaques y adornos innecesarios.
- Evitar el descuido y el exceso en la utilización de detergentes, plaguicidas, herbicidas y fertilizantes de origen químico. No tirar envases vacíos de insecticidas en la calle o en tiraderos de basura a cielo abierto.
- Cuidar y proteger las áreas verdes, bosques y sitios de recreo.
- No tirar basura en cualquier sitio, colocarla en botes destinados a ella y mantenerlos tapados.
- Consumir lo menos posible alimentos que vengan en envases desechables, botellas de vidrio o plástico.
- Promover la construcción de letrinas baratas en las casas de los barrios de la ciudad que carezcan de ellos.
- Cuidar y proteger las áreas verdes, bosques y sitios de recreo.

Perspectivas presentes y futuras de México dentro del contexto mundial, en la investigación del mar y sus recursos

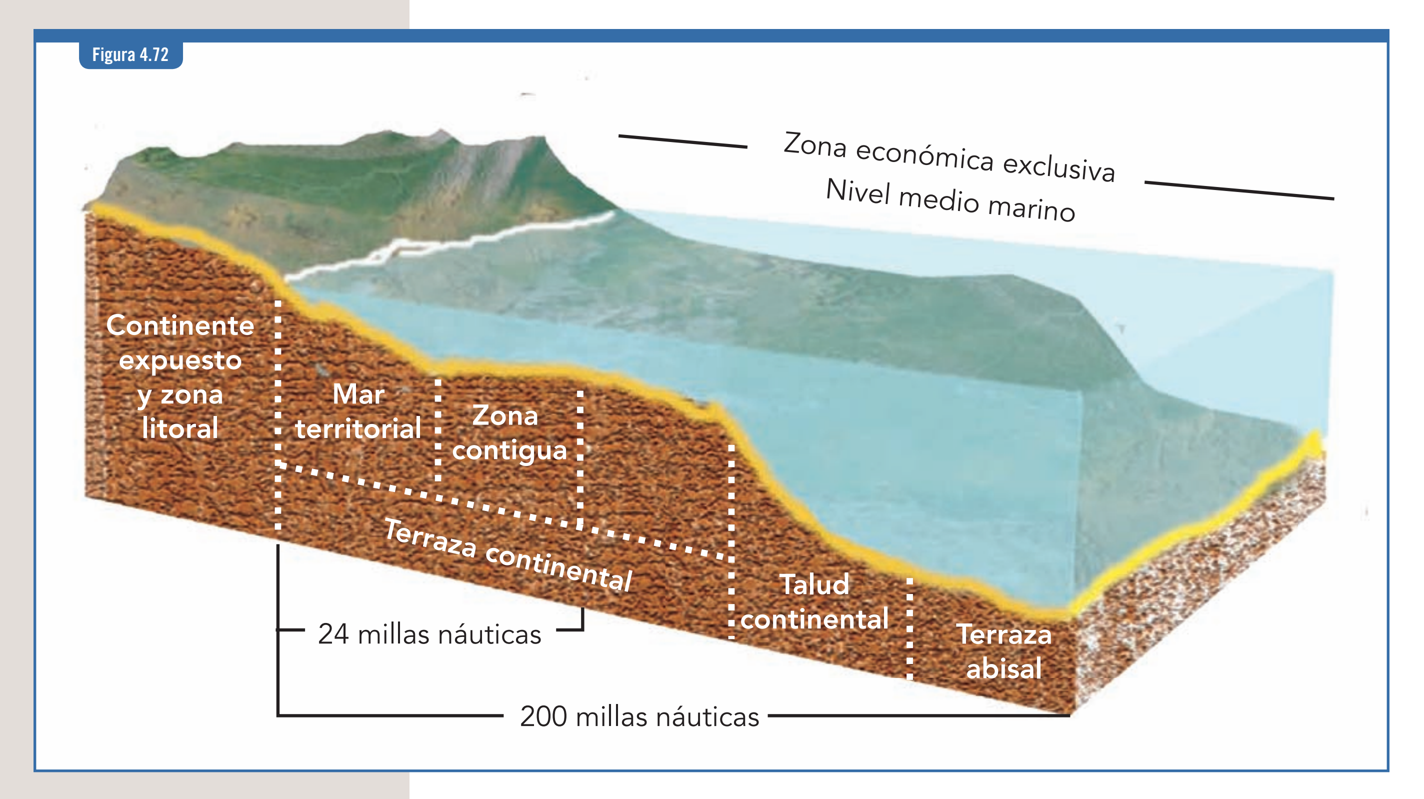
En las últimas décadas, los países industrial y económicamente desarrollados se han interesado por el mar y sus recursos dentro de su búsqueda por mantener su nivel mundial de superpotencias. Por esta razón, los países en vías de desarrollo defienden su posición de expandir su soberanía mediante la extensión de su mar territorial hasta 12 millas náuticas a partir de la costa y la zona contigua otras 12 millas náuticas del límite externo del mar territorial. Los países en vías de desarrollo exigieron contar con una extensión de 200 millas náuticas desde la línea de costa hacia mar adentro y considerarla como su ZEE (Figura 4.72).

Por otro lado, los países industrializados deseaban reducir los límites mencionados hasta tres millas, como propuso en 1945 el entonces presidente de EUA, Harry S. Truman, quien además pugnó por mayores libertades para explotar los recursos del mar, de acuerdo con la capacidad científica y tecnológica de cada país. Debido a esta discrepancia de intereses se llevó a cabo la primera conferencia sobre la Ley del Mar, convocada por la Organización de las Naciones Unidas en Ginebra en 1958. En ella se contemplaron cuatro acuerdos: *1)* límites geográficos del mar territorial y de la zona contigua; *2)* definición de la libertad que debería haber en aguas internacionales; *3)* definición de la libertad de pesca y conservación de los recursos vivos; y *4)* derechos de los países en la plataforma continental para explorar y explotar los recursos vivos y no vivos. En 1960 se llevó a cabo una segunda conferencia, en la que se discutieron las extensiones del mar territorial y de la zona contigua.

En 1970, el embajador de Malta, Arvia Pardo, propuso que el fondo oceánico debería ser una “herencia común para la humanidad”, por esta idea se le considera el padre de la nueva Ley del Mar.

No fue sino hasta 1982 cuando las Naciones Unidas convocaron a la Tercera Conferencia sobre la Ley del Mar (UNCLOS III), con el propósito de que todos los países, ya sea en vías de desarrollo o desarrollados, gozaran equitativamente de los recursos del mar. Con esta idea se establecieron las siguientes reglamentaciones: *1)* la extensión del mar territorial de cada país que colinda con el mar es de 12 millas náuticas a partir de la línea de costa; *2)* la extensión de la zona contigua es de 12 millas náuticas a partir de las 12 millas del mar territorial; *3)* la extensión de la ZEE es de 200 millas náuticas a partir de la línea de costa; *4)* más allá de las 200 millas, la zona es internacional y se llama *el área.* Esta zona ha sido declarada propiedad de toda la

Figura 4.72



▲ Extensión de la ZEE, del mar territorial y de la zona contigua, según el acuerdo tomado por las Naciones Unidas en 1982, en la Tercera Conferencia sobre la Ley del Mar (UNCLOS III), con el espíritu de que todos los países gozaran equitativamente de los recursos del resto del mar como patrimonio de la humanidad.

humanidad y la vigilancia de sus recursos naturales queda bajo la responsabilidad de la *Autoridad sobre el fondo oceánico,* que es una comisión especial internacional de las Naciones Unidas y la *Empresa,* que es un organismo de la *Autoridad,* encargado de explorar y explotar los recursos del fondo oceánico para beneficio común internacional,

Naturalmente que algunos de los países desarrollados (como EUA, Alemania y el Reino Unido) no firmaron el convenio, puesto que entre 1973 y 1976 habían invertido muchos millones de dólares a través de cuatro grandes consorcios internacionales formados por grupos industriales de EUA, Europa y Japón, que van a la vanguardia en el desarrollo de alta tecnología en las áreas de la minería y el petróleo.

Estos consorcios sabían del potencial económico de la zona de las fracturas de Clarion y Clipperton en el océano Pacífico. Los estudios exploratorios y las técnicas de explotación y procesamiento tuvieron éxito. Los nódulos de manganeso se colectaron, en forma experimental, a profundidades del orden de 5 500 metros y empezó a prepararse la estrategia para extraerlos comercialmente (Figura actualizar).

En 1980 y 1981 hubo un descenso en la economía mundial y también en el valor de los metales que, aunado a la inconformidad de los consorcios mencionados por las negociaciones preparatorias que se llevaban a cabo sobre las recomendaciones de la nueva Ley del Mar, particularmente la que se refiere a la transferencia de tecnología de los grupos industriales a la *Empresa* de las Naciones Unidas, desalentaron a estos consorcios y los llevaron a interrumpir las actividades antes mencionadas sobre la extracción y comercialización de los metales contenidos en los nódulos de manganeso de aquella región. No obstante, otros países sí aceptaron los lineamientos señalados, que serían oficialmente propuestos en la Tercera Conferencia sobre la Ley del Mar, celebrada el 7 de diciembre de 1982. Estos países son: Francia, Japón, la entonces Unión Soviética e India. Los tres primeros ya tenían un gran avance en la exploración y colecta de los nódulos: Francia realizó una exploración sistemática en el Pacífico sur entre 1971 y 1974, y posteriormente en el Pacífico norte. Japón, por otro lado, realizó exploraciones con éxito en las porciones occidental y central del océano Pacífico. La entonces Unión Soviética llevó a cabo en 1971 el proyecto de investigación de los

mares profundos u océanos, y utilización de sus recursos naturales. En 1972, además de Rusia, participaron en este proyecto Bulgaria, Checoslovaquia, Hungría, Alemania Democrática y Polonia, y posteriormente se unieron Rumania y Cuba. Entre 1973 y 1986 se colectaron nódulos de manganeso en varias partes del océano Pacífico, principalmente en el área comprendida entre las fracturas oceánicas de Clipperton y Clarion.

India se interesó en los nódulos de manganeso desde 1960, y entre 1978 y 1980 publicó diversos informes sobre sus resultados; de 1982 a 1985 inventarió la parte central del océano Índico, apoyada por su Instituto Nacional de Oceanografía, y reportó la existencia de abundantes nódulos en el fondo oceánico a 5500 metros de profundidad. En el campo de la metalurgia, el país ha tenido buenos avances: creó un Centro de Ingeniería Oceánica y propone establecer otro Centro Regional de Investigación y de Desarrollo Tecnológico de Excelencia.

Los cuatro países en mención: Francia, Japón, Rusia e India, solicitaron su ingreso como *inversionistas pioneros* desde 1984; sin embargo, no fue sino hasta diciembre de 1987 cuando los tres primeros obtuvieron el reconocimiento oficial, debido a que las áreas de interés por explotar estaban traslapadas por varios países pese a que, entre otras condiciones, está el evitar esta situación para ser considerados como *inversionistas*. India por su parte no tuvo esa dificultad, y con la infraestructura científica y tecnológica con que cuenta le bastó para ser reconocida como inversionista pionero en el mes de agosto de 1987.

También existen otros países a quienes se considera *inversionistas pioneros potenciales,* puesto que en estos últimos años han invertido sumas considerables de dinero, además de que han desarrollado técnicas de exploración, explotación y procesamiento; así que en pocos años podrán solicitar su ingreso a la *Empresa* de la Ley del Mar. Entre los países con mayores perspectivas inmediatas figuran China, Corea del Sur, la nueva República de Alemania, Noruega y Finlandia.

Sin embargo, aun los países en vías de desarrollo como Colombia y Brasil, han hecho gestiones como *inversionistas potenciales,* si bien todavía les queda un gran trecho por recorrer. Por esta razón, entre otras, a India y a China se les denomina “superpotencias del Tercer Mundo”.

Todos los países interesados en los nódulos de manganeso (para obtener níquel, cobalto, cobre y manganeso, en un futuro cercano) también piensan recuperar los nódulos de zinc, vanadio y molibdeno. Estos nódulos se encuentran sobre el fondo marino, siendo los más enriquecidos en metales los que se forman entre los 4000 y 5000 m de profundidad, si bien hay otros que se forman en ambientes someros y aun en el continente durante la actividad volcánica. Las áreas con poca sedimentación evitan la dilución de los iones metálicos, y en las zonas cercanas a una dorsal oceánica activa, las fracturas permiten la circulación controlada de soluciones enriquecidas de iones metálicos, algunas de las cuales logran alcanzar las profundidades abisales. Las corrientes del fondo deben ser lo suficientemente oxigenadas para inducir la precipitación del níquel y del cobre, evitando a la vez la rápida formación de manganeso.

No obstante que se ha hablado mucho de los nódulos de manganeso como fuentes de metales estratégicos, no son éstos los únicos; también hay depósitos de sulfuros y costras cobaltíferas.

Los depósitos de sulfuros están asociados con ventilas hidrotermales o chimeneas hidrotermales. En 1978, con el submarino francés *Cyana,* se descubrieron depósitos de sulfuros polimetálicos asociados con chimeneas hidrotermales inactivas en la Dorsal o Cordillera Oceánica del Pacífico oriental, en la porción mexicana del sur del Golfo de California. En 1979, con el submarino estadunidense *Alvin* se localizaron sulfuros polimetálicos en chimeneas hidrotermales activas, en el mismo lugar explorado por el *Cyana* en la década de 1980. Aún más, en la Cuenca de Guaymas, en la porción central del mismo golfo, también hay depósitos de sulfuros polimetálicos.

Los sulfuros contienen zinc, cobre, plomo, oro, plata y otros minerales también de interés económico, como cobalto, cadmio y cesio. Las chimeneas que expulsan partículas metalíferas se encuentran cerca del eje de las dorsales y tienen un espesor de sedimentos casi nulo. En otros casos, también están asociadas a fallas de transformación que cruzan transversalmente las dorsales oceánicas, como sucede al norte de la Cuenca Fiji, en Japón. Aquí se encontraron, según cálculos realizados, varios millones de toneladas de depósitos ricos en cobre y zinc, al igual que en la cordillera norte del océano Atlántico, durante la expedición oceanográfica del proyecto de colaboración franco-estadunidense *Famous* en 1978.

Otros sulfuros también se encuentran en las crestas de las dorsales, en donde existe una tasa de sedimentación considerable debido a su cercanía con el borde continental, como en el Golfo de California y en Juan de Fuca en el Pacífico, situado en el mar adyacente a la parte continental noroccidental de EUA. Estos depósitos están enriquecidos con zinc, plomo y arsénico. En las montañas submarinas de origen volcánico situadas en el eje de las dorsales, como en el caso también de Juan de Fuca, hay volúmenes importantes de sulfuros y presencia de metales como plata y oro, además de zinc. En las cuencas adyacentes a los arcos volcánicos como las Marianas, las Fiji y Lau, en el Pacífico, se colectaron en 1988 sedimentos con polimetálicos asociados con hidrotermalismo de temperaturas mayores a los 400 °C, enriquecidos con sulfato de bario. En los arcos volcánicos separados del continente por el mar, como en la isla de Okinawa, los sulfuros están caracterizados por sus altas concentraciones de cobre, plata y oro.

Como se observa, las zonas de la corteza oceánica altamente activas son zonas de debilidad en las que se expulsan metales de alto valor económico, con gran demanda y en volúmenes considerables, por lo que resultan atractivos como reserva potencial para el siglo venidero.

Otras concentraciones metalíferas importantes son las costras cobaltíferas que se encuentran en las paredes interiores y exteriores de los atolones sumergidos conocidos como *guyots*. Estas costras fueron reportadas desde 1965 y un grupo de investigadores franceses halló ejemplos de ellas entre 1 000 y 2 000 metros de profundidad en 1970, en la Polinesia Francesa. Las costras metalíferas revelaron alta concentración de cobalto (1 a 1.5%) y de platino, con valores muy atractivos.

En las paredes externas de los atolones (islas volcánicas con crecimiento coralino alrededor de la misma), la precipitación del cobalto es de origen hidrogenético en las zonas de oxígeno mínimo. El cobalto en estos lugares puede alcanzar una concentración de hasta 2.5%. En las partes internas del atolón, el enriquecimiento es menor y su origen se asocia con la actividad hidrotermal del volcán.

Los países industrializados cuentan con la suficiente tecnología, como ya se ha dicho, para explorar los fondos oceánicos y localizar los minerales del mar. Las técnicas para la fase de extracción de los mismos se están perfeccionando actualmente con el fin de alcanzar una capacidad de extracción mayor de 3 000 000 de toneladas por día para que resulte económicamente rentable. En la fase de explotación, el transporte y el procesamiento serán problemas menores, puesto que se usarán los tradicionales y se irán perfeccionando de acuerdo con la experiencia que se vaya adquiriendo. De todas estas fases, la más delicada y la menos avanzada es la de la extracción, sencillamente porque además del bajo volumen que se obtiene por día en la actualidad, el grado de contaminación de la columna de agua y del ecosistema puede tener gran impacto ambiental.

La zona del océano Pacífico situada entre las fracturas Clarion y Clipperton será explotada durante la presente década. Están en programa 10 proyectos para ser desarrollados casi simultáneamente, los cuales cubren áreas de 50 000 a 160 000 kilómetros cuadrados cada uno. El fondo oceánico, al ser dragado, destruirá la fauna bentónica que, aunque escasa, no deja de ser importante. Sin embargo, cuando la carga mineral se extraiga hacia la superficie, se derramará un volumen de sedimen-

tos durante su acarreo a la superficie, y si el valor de los metales es atractivo, se espera que la extracción sea de alrededor de 5 500 toneladas por día, con una pérdida por derrame de 2 200 toneladas de sólidos. Los sedimentos derramados crearán una turbiedad en el agua que puede implicar una columna densa de lodos, la cual podría cubrir, de acuerdo con los cálculos, unas 50 millas náuticas; la columna turbia permanecerá cuando menos una semana si se suspende la extracción del mineral, lo cual es conveniente desde el punto de vista económico. Por otro lado, se espera que el procesamiento metalúrgico primario se realice a bordo de los buques, por lo que el desecho industrial podría también arrojarse al mar.

Estas actividades que se mencionan traen consigo varias consecuencias:

1. Los desechos químicos envenenan la flora y la fauna marinas.
2. La ausencia de luz por la turbiedad del agua, provocada por los productos arrojados al mar, también aniquilará a todos los organismos. La fauna mayor que se nutre de los microorganismos migrará o morirá.
3. Las dragas en el fondo del mar afectarán a la fauna del fondo oceánico y sus moradas.
4. La columna de sedimentos en difusión afectará temporalmente al agua marina y se reducirá el oxígeno disuelto en la misma.

Como vemos, se espera que el impacto sobre el ambiente sea considerable, aunque el daño y las consecuencias a mediano y largo plazo son aún impredecibles.

Los primeros proyectos que se lleven a cabo serán de suma importancia, porque la capacidad económica y las necesidades sociales de los países indican que ya es oportuno buscar otras posibilidades en el mar. No obstante, los problemas técnicos de explotación y de procesamiento no están lo suficientemente solucionados y perfeccionados como para evitar, en forma eficiente, los graves daños a la ecología marina. Por fortuna, la sociedad está ampliando su conciencia colectiva para preservar el medio ambiente y, en respuesta, la tecnología está avanzando a pasos agigantados para evitar el deterioro ecológico irracional. De este modo, para las primeras décadas del siglo XXI, muchos de los problemas de nuestros días, aparentemente de difícil solución, serán parte de esa historia en el futuro cercano.

Considerando el potencial marino con que cuentan México y otros países en vías de desarrollo, es indispensable dejar el papel de espectador y adoptar, con la participación y la proyección oportunas, un papel activo mediante acciones eficaces e inmediatas como la creación de centros regionales y subregionales especializados en la ciencia y la tecnología marinas, y el fortalecimiento de los ya existentes. En estos centros de alto nivel o de nivel especializado se deberán preparar recursos humanos que aspiren a la excelencia, puesto que ellos son el recurso más valioso de cualquier país para planificar el futuro.

Como resultado de los conocimientos sobre el mar que se adquieran a un nivel internacional, deberán seleccionarse con cuidado y jerarquizarse las nuevas tecnologías que existan en los países avanzados. No sólo para adoptarlas, sino para perfeccionarlas y adaptarlas a las necesidades de nuestro país.

La Comunidad Económica Europea ha identificado las ramas de la alta tecnología que requiere el mundo moderno dentro de la Nueva Revolución Industrial y que para los países en vías de desarrollo no están del todo claras o completas.

Ese organismo propone como necesarios e indispensables los adelantos en los siguientes campos: robótica, biotecnología e ingeniería genética, tecnología láser, tecnología ambiental, tecnología en informática y en comunicación, nuevos materiales y eficiencia en el transporte. Por otro lado, los países industrializados continúan desarrollando, además de las disciplinas mencionadas, la microelectrónica y las tecnologías marina y espacial.

Estas actividades y otras deberán adoptarlas los países en vías de desarrollo, pero no como observadores, agentes de servicio o maquiladores: deberán aprenderlas y perfeccionarlas de acuerdo con las necesidades propias y mostrando su capacidad creativa. El mundo moderno reclama la calidad de los seres humanos y no solamente su cantidad, así que no se debe dejar pasar la oportunidad de que la tecnología y la ciencia se utilicen para enaltecer y reafirmar los valores humanos sin renunciar a la existencia misma del ser humano como tal.

Dentro del sistema internacional, los países en vías de desarrollo tienen la categoría de subsistemas. Como resultado de la Nueva Revolución Industrial, sus posibilidades para mejorar social y económicamente se verán reducidas si no participan en programas de colaboración con los países avanzados. No obstante, deberán cuidarse muy bien de que haya equidad en las negociaciones, ya que, de no hacerlo, corren riesgos por al menos tres causas: *1)* históricamente, a los países en vías de desarrollo se les ha dado el trato de suministradores de materias primas; *2)* históricamente, también se les ha considerado consumidores de productos manufacturados por los países industriales, y 3) la adquisición de alta tecnología conlleva la automatización, que en un país no planificado produce desempleo masivo.

A través de la historia, los países productores sólo de materias primas nunca han salido del subdesarrollo socioeconómico. Por ello es necesario que, además de contar con ese patrimonio natural, se industrialicen a través de la innovación y la expansión comercial, por medio de convenios con empresas nacionales e internacionales y empresas-gobierno que disminuyan o distribuyan el riesgo de inversión.

Un país es innovador cuando crea un proceso nuevo, un producto o instrumento de aplicación técnica o científica, un material o una nueva forma de organización. Pero además de innovador, debe ser altamente competitivo en el propio país y en el mercado internacional, por lo que también se requiere que lo creado se perfeccione continuamente, que se comercialice, se optimice y se expanda.

En síntesis, México cuenta con grandes posibilidades de desarrollo debido al alto potencial de sus recursos naturales; sin embargo, como ya se mencionó, esto no es suficiente: se requieren técnicos y científicos altamente especializados en las herramientas y equipos más modernos de la actualidad, a efecto de que puedan desarrollar su capacidad creativa para localizar, inventariar, extraer, procesar, comercializar, optimizar y expandir los recursos no vivos que nuestros mares nos ofrecen. Es fundamental que los ecosistemas no sean depredados ya que, como sabiamente lo expresó el maestro emérito universitario doctor Raúl Cervantes Ahumada, en su libro *Derecho marítimo:* "En sus remotos orígenes, la vida nació del mar; en el dramático momento de su madurez histórica, ¡el hombre vuelve hacia el mar para buscar la vida!"

ESCALA GENERALIZADA DE TIEMPO GEOLÓGICO (Sociedad Geológica de América, 1983)					
Era	**Periodo**		**Época**		**M. A.**
Cenozoica	**Cuaternario**		Holoceno	Actual	0.01
			Pleistoceno	Tardío	1.0
				Temprano	1.6
	Terciario	Neogeno	Plioceno	Tardío	3.4
				Temprano	5.3
			Mioceno	Tardío	11.2
				Medio	16.6
				Temprano	23.7
		Paleogeno	Oligoceno	Tardío	30.0
				Temprano	36.6
			Eoceno	Tardío	43.6
				Medio	52.0
				Temprano	57.8
			Paleoceno	Tardío	63.6
				Temprano	66.4
Mesozoica	Cretácico		Tardío		97.5
			Temprano		144
	Jurásico		Tardío		163
			Medio		187
			Temprano		208
	Triásico		Tardío		230
			Medio		240
			Temprano		245
Paleozoica	Pérmico				286
	Carbonífero				360
	Devónico				408
	Silúrico				438
	Ordovícico				505
	Cámbrico				570
Arqueozoica o Precámbrica					3 800
Pre-Geológica	Formación y enfriamiento de la parte externa del planeta, a partir de la nebulosa solar fría				4 600

Nota: M. A. = Millones de Años.

Evaluación sumativa

Selecciona la opción que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda.

( ) **1.** Las propiedades de los elementos en función periódica de sus pesos atómicos fue dado a conocer por:

a) Newlands y Dobereiner *b)* Mendeleev y Meyer
c) Lavoisier *d)* Moseley

( ) **2.** Son los elementos más electronegativos:

a) K, Sr, Bi *b)* Ca, Mg, Be *c)* Fr, Cs, Ba *d)* F, O, Cl

( ) **3.** La Ley de las octavas fue formulada por:

a) Lothar Meyer *b)* Mendeleev
c) Dobereiner *d)* Newlands

( ) **4.** Es la distancia comprendida entre el centro del núcleo y el nivel externo de un átomo:

a) Electronegatividad *b)* Radio atómico
c) Afinidad electrónica *d)* Radio iónico

( ) **5.** ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al sulfuro de cobre?

a) S Cu *b)* Cu_2S *c)* CuS *d)* S_2Cu

( ) **6.** ¿Cuál de las siguientes fórmulas corresponde al óxido férrico?

a) Fe_3O *b)* FeO *c)* Fe_3O_2 *d)* Fe_2O_3

( ) **7.** Son sumamente reactivos y a temperaturas elevadas reaccionan con gran velocidad:

a) Halógenos *b)* Metales alcalinos
c) Metales alcalinotérreos *d)* Gases nobles

( ) **8.** Son elementos no metálicos:

a) Sn, Pb, Br *b)* Li, Cs, Cu
c) S, As, Br *d)* Ca, Na, F

( ) **9.** Se define como la energía liberada cuando un átomo en estado gaseoso recibe un electrón para formar un ion negativo en estado gaseoso:

a) electronegatividad *b)* afinidad electrónica
c) cinética *d)* potencial

( ) **10.** Conjunto de elementos que presentan a su electrón diferencial en el mismo subnivel de energía:

a) Grupo *b)* Periodo *c)* Familia *d)* Clase

( ) **11.** Los elementos azufre (S) y plomo (Pb), de acuerdo con su configuración electrónica, son considerados de igual:

a) Grupo *b)* Periodo
c) Nivel *d)* Subnivel

( ) **12.** Familia de elementos de la tabla periódica que se caracteriza por ser formadora de sales:

a) IA *b)* VIIIA *c)* VIIA *d)* IIA

(Continúa)

Evaluación sumativa (*continuación*)

(   ) **13.** Es la representación ordenada de los elementos que permite visualizar y predecir cómo varían sus propiedades físicas y químicas:

a) Tabla periódica
b) Bloque
c) Periodo
d) Grupo

¿En qué grupo se localizan los elementos de la familia del nitrógeno?

____

¿En qué periodo se localiza el hierro? ______________________

Escribe los nombres de los elementos del periodo 2: ______________

____

Dibuja un esqueleto de la tabla periódica, e ilumina de color **rojo** a los metales, **azul** a los no metales y **verde** a los metaloides.

Evaluación sumativa

Consulta la bibliografía correspondiente y dibuja los alótropos que se te indican a continuación:

Alótropos del Carbono:

Diamante	Grafito	Amorfo	Fullereno

Alótropos del Azufre:

Rómbica	Monoclínica	Amorfa

(   ) ¿Cuál de los siguientes enunciados corresponde al campo de estudio de la química orgánica:

a) Obtención del bicarbonato de sodio
b) Obtención de ácido acético
c) Propiedades del grafito
d) Propiedades del ácido carbónico

(   ) En los compuestos orgánicos los elementos que más frecuentemente intervienen en su composición son:

a) Si, P, B, k, Mg, Ca
b) C, S, Si, P, Mg, Na
c) C, N, B, Ra, Pb, M
d) C, H, O, N, S, P

(   ) ¿Cuáles de los siguientes compuestos corresponden a la misma función química?

a) $CH_3-CH_2-NH_2$ y CH_3-CONH_2
b) CH_3COOH y $HO-CH_3$
c) $CH_3-COONa$ y CH_3-COOH
d) C_6H_5-COOH y $CH_3-(CH_2)_{14}-COOH$

(   ) ¿Cuál de las siguientes fórmulas condensadas corresponde a un alqueno?

(*Continúa*)

Evaluación sumativa (*continuación*)

a) C_6H_6 *b*) C_6H_{10} *c*) C_6H_{12} *d*) C_6H_{14}

( ) El compuesto 2-buteno

$$\begin{array}{ccc} CH_3 & & CH_3 \\ & C=C & \\ H & & H \end{array} \qquad \begin{array}{ccc} H & & CH_3 \\ & C=C & \\ CH_3 & & H \end{array}$$

Presenta isomería:

a) Geométrica *b*) De serie
c) Óptica *d*) Funcional

( ) La estructura $CH_3(CH_2)_4CH{=}CH_2$ corresponde al compuesto:

a) Hexano-6 *b*) 1-Hepteno
c) 2-Hexeno *d*) Heptano-6

( ) La estructura $CH_3CH_2CH_2(CH_2)_3CH_3$ corresponde al compuesto:

a) Hexano *b*) 1– Hepteno *c*) 1-Heptino *d*) Heptano

( ) La estructura $CH_3{-}CH_2{-}C=C-CH_3$ (con CH_3 en cada carbono del doble enlace)

$$\begin{array}{c} CH_3-CH_2-C=C-CH_3 \\ \quad\;\; CH_3 \qquad\; CH_3 \end{array}$$

Corresponde al compuesto:

a) 2, 3-dimetil– 3–hexeno *b*) 2, 3-dimetil-2-hexeno
c) 4, 5-dimetil–3 –hexeno *d*) 4, 5-dimetil-3-hepteno

Evaluación sumativa

Instrucciones: Elige la respuesta que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda.

( ) **1.** En el laboratorio se obtuvo el metano, calentando la cal sodada (NaOH + CaO) con el:

a) carburo de calcio *b*) ácido sulfúrico
c) acetato de sodio *d*) reactivo de Bayer

( ) **2.** Los compuestos orgánicos se distinguen por estar formados casi siempre por estos elementos:

a) H, Na, S, N *b*) K, Cl, C, P
c) H, O, C, N *d*) O, Ca, N, B

( ) **3.** Este tipo de orbitales son fundamentales en los compuestos orgánicos saturados para la formación de cuatro enlaces:

a) sp *b*) s^2p *c*) sp^2 *d*) sp^3

Evaluación sumativa (*continuación*)

(   ) **4.** Es una propiedad de los compuestos orgánicos:

a) predomina el enlace iónico
b) son buenos conductores de la electricidad
c) no forman estructuras complejas
d) forman isómeros

(   ) **5.** Las diferentes familias de compuestos orgánicos se distinguen por su:

a) grupo funcional
b) tipo de enlace
c) reactividad
d) punto de fusión

(   ) **6.** Se les llama así a los compuestos con la misma fórmula molecular, pero diferente disposición de los átomos de su molécula:

a) isótopos *b*) isómeros *c*) anfóteros *d*) monómeros

(   ) **7.** Un compuesto cíclico se distingue por:

a) formar anillos en la cadena
b) no formar anillos en la cadena
c) tener dobles ligaduras
d) tener un átomo de carbono inmerso en la cadena

(   ) **8.** Los hidrocarburos saturados presentan en su estructura una forma molecular de tipo:

a) lineal *b*) ortogonal *c*) trigonal *d*) tetraédrica

(   ) **9.** La fórmula general de los alquenos es:

a) C_nH_{2n} *b*) $C_{2n}H_n$ *c*) $C_n\ H_{2n+1}$ *d*) C_nH_{2n-2}

(   ) **10.** Al compuesto orgánico que tiene una cadena lineal sin dobles ni triples enlaces y sin cadenas laterales se le llama:

a) acíclico no saturado
b) cíclicos no saturados
c) acíclico saturado lineal
d) cíclico aromático

(   ) **11.** Es un compuesto orgánico que en su cadena forma dobles o triples enlaces y cuenta con ramificaciones:

a) cíclico no saturado
b) cíclico saturado
c) acíclico no saturado arborescente
d) acíclico saturado arborescente

(   ) **12.** Es un alcano compuesto de seis átomos de carbono:

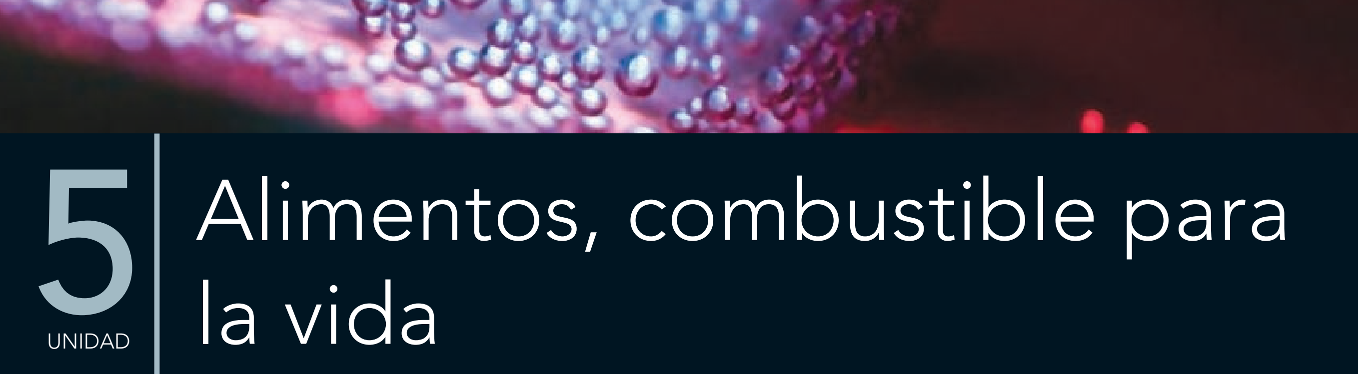
a) hexano *b*) heptano *c*) butano *d*) hexano

(   ) **13.** Es el más simple de los alquenos:

a) acetileno *b*) etileno *c*) propileno *d*) butileno

(   ) **14.** Uno de los siguientes nombres corresponde a un alquino:

a) 2-metilpentanol
b) 4-etilhexenil
c) 2,4-dimetil-1,8-hexanodiol
d) 1-butino



5 UNIDAD

Alimentos, combustible para la vida

Índice del capítulo



ALIMENTOS, COMBUSTIBLE PARA LA VIDA

Con frecuencia escuchamos que debemos alimentarnos en forma adecuada, con suficientes vitaminas y minerales provenientes de los diferentes alimentos, con el propósito de crecer, nutrirnos y reproducirnos de manera conveniente. Los grandes adelantos tecnológicos que ha generado la química en los seres vivos se debe a la ciencia llamada **bioquímica**, que se encarga de *estudiar los fenómenos químicos que se presentan en los seres vivos*. Adentrarse en la composición de las proteínas ha servido a los seres humanos para tener mayor duración de vida, ya que son las de primera importancia, como lo indica su nombre, en la defensa contra aquellos agentes que le puedan ocasionar enfermedades. También están los carbohidratos, que proporcionan la energía que nuestro organismo necesita. Las grasas o lípidos, que son depósitos de energía que se acumula para utilizarse posteriormente.

5.1 Elementos esenciales para la vida

Figura 5.1



El alimento sano da como resultado un cuerpo sano.

El agua es fundamental para la vida en el planeta; es producto de la combustión del hidrógeno, es la molécula más abundante en la Tierra. Esta molécula es la base de la vida: constituye más de la mitad del peso de los seres vivos. En los organismos marinos se le encuentra en una proporción de más de 90% en peso. El agua en estado puro (como ya se ha mencionado), es un líquido incoloro, inodoro e insípido. Sus propiedades físicas a menudo se toman como tipo: su punto de fusión es de 0 °C; su punto de ebullición a nivel del mar es de 100 °C, la mayor densidad del agua se alcanza a 4 °C; siendo de 1 g/mL, es decir, cada mililitro pesará un gramo y, por tanto, un litro pesará un kilogramo. Su calor específico es de 1.00 caloría por grado, por gramo, o lo que es lo mismo, un gramo de agua elevará su temperatura en un grado centígrado cuando se le suministre una cantidad de energía en forma de calor equivalente a una caloría. Por ejemplo, para elevar la temperatura de un litro de agua de 20 a 21 °C se necesitará suministrar una cantidad de calor equivalente a 1000 calorías. Como se observa las propiedades físicas del agua son casi siempre la unidad.

La molécula más abundante en los seres vivos es el agua. En promedio, el peso de un adulto es alrededor de 65% de agua, y el de un niño o infante aproximadamente 75%. De manera que si un hombre de 100 kg de peso fuese desecado, su materia seca pesaría tan solo 35 kg. Ahora bien, si esta materia restante fuese incinerada, la mayor parte se convertiría en dióxido de carbono, que regresaría a la atmósfera. Lo mismo sucede con el nitrógeno de sus proteínas, que al ser convertidas en óxidos de nitrógeno pasarían a la atmósfera. Como material sólido quedarían las cenizas, que son óxidos provenientes de los componentes inorgánicos del cuerpo, entre los que encontraríamos el óxido de calcio o cal viva, además de óxidos de sodio, potasio, hierro y fósforo.

Los principales elementos que forman el cuerpo humano son carbono (C), oxígeno (O), hidrógeno (H) y nitrógeno (N); éstos también son los principales componentes de otros seres vivos, desde los organismos unicelulares hasta los enormes seres pluricelulares, como las ballenas y los grandes árboles, entre los que se encuentra el gran ahuehuete de Santa María del Tule, en Oaxaca, México, cuyo tronco mide más de 50 metros de circunferencia.

Actividad de aprendizaje

¿Por qué tomamos bastante agua cuando nos acaloramos?

Realiza la siguiente actividad para contestar la pregunta anterior.

(*Continúa*)

Actividad de aprendizaje

(Continuación)

Ponte un calcetín húmedo en un pie y en el otro un calcetín seco.

Acuéstate un rato (15 o 20 minutos) bajo la luz del Sol y siente qué pasa con tus pies.

____

¿Qué sientes en el pie que tiene el calcetín húmedo?______________________________

____

¿Qué sientes en el pie que tiene el calcetín seco?________________________________

____

¿Qué función realiza el agua?____

____

Cerca de 60% del agua en el organismo se encuentra dentro de las células como líquido intracelular, el otro 40% son líquidos extracelulares, entre los que se incluye el líquido intersticial en los tejidos y el plasma de la sangre. Estos líquidos externos transportan nutrientes y materiales de desecho entre las células y el sistema circulatorio.

A diario, las personas pierden de 1500 a 3000 mL de agua a través de los riñones en forma de orina, de la piel como sudoración, de los pulmones al exhalar y del aparato digestivo. Se produce deshidratación grave en los adultos cuando hay una pérdida neta de 10% del total de los fluidos del cuerpo. Una pérdida de 20% de los líquidos puede ser mortal. Un lactante sufre deshidratación grave cuando pierde de 5 a 10% de los líquidos de su cuerpo.

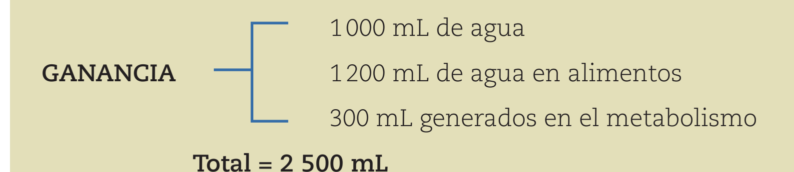
El agua que se pierde es continuamente reemplazada por los líquidos y alimentos de la dieta y mediante los procesos metabólicos que producen agua en las células del cuerpo.

De esta forma, todos los elementos que se tomaron de la Tierra y de la atmósfera para crear un ser vivo, regresan a su punto de origen, donde quedan en disposición de ser reutilizados.

Los elementos que forman parte de los seres vivos no sólo son constituyentes importantes de nuestro planeta; lo son también de otros cuerpos celestes, encontrándose incluso en los espacios interestelares.

Es conveniente puntualizar que cuando se realiza ejercicio es preciso aumentar el consumo de agua.

Para resumir, al tomar un promedio de ganancia y pérdida de agua de aproximadamente dos litros y medio cada día (24 h), tenemos:

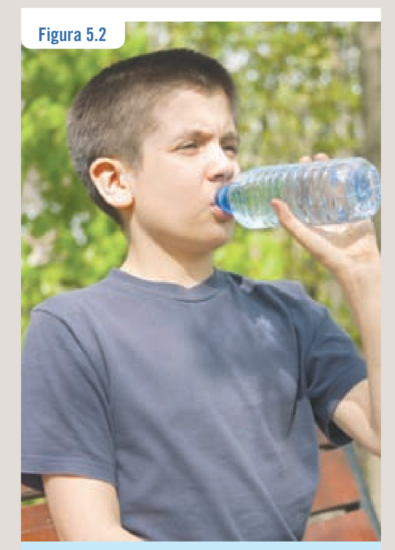


GANANCIA
- 1000 mL de agua
- 1200 mL de agua en alimentos
- 300 mL generados en el metabolismo

Total = 2 500 mL

PÉRDIDA
- 1500 mL por la orina
- 300 mL por la sudoración
- 600 mL por el aliento
- 100 mL por heces

Total = 2500 mL


Figura 5.2

El tomar agua diariamente hidrata nuestro organismo y nos permite realizar diversas actividades.

Cuadro 5.1 Porcentaje de agua en algunos alimentos

Verduras y legumbres		Frutas	
Zanahoria	88%	Manzana	85%
Apio	92%	Plátano	76%
Pepino	97%	Melón	91%
Tomate	94%	Toronja	89%
Ejotes	89%	Naranja	86%
Frijoles	11%	Fresa	90%
Col	81%	Sandía	93%
Lentejas	12%	Manzana	84%
Carnes y pescados		**Bebidas**	
Pollo cocido	71%	Cerveza	90%
Pollo asado	66%	Aguardiente	60%
Hamburguesa asada	60%	Limonada y bebidas de cola	86%
Carne de ternera	70%	Sidra	88%
Pavo	67%	Vino tinto	90%
Jamón serrano	53%	Ron	56%
Jamón ahumado	45%	Vino blanco	90%
Salchicha de cerdo	50%	Whisky	58%
Productos lácteos		**Pescados y sus derivados**	
Leche de vaca	87.5%	Trucha	78%
Leche descremada	90.5%	Camarones frescos	73%
Nata	73%	Bacalao	81%
Yogur	88%	Carpa	73%
Leche en polvo	3.5%	Sardinas en aceite	57%
Mantequilla	15.5%	Sardinas frescas	55%
Queso graso	37%	Salmón	78%
Leche materna	87.6%	Atún en lata	57%

5.1.1 Tragedia de la riqueza y de la pobreza: exceso y carencia de alimentos


Figura 5.3

El cultivo del maíz es fundamental para el hombre.

La amplia diversidad de especies de plantas y animales que nos proporcionan alimentos es una parte muy importante de la biodiversidad del planeta. Sin embargo, los biólogos estiman que aun cuando en la Tierra se conocen cerca de 30 000 especies de plantas con partes que son comestibles, sólo 15 especies de éstas y ocho especies de animales suministran 90% de nuestra alimentación.

Sólo tres cultivos de granos (trigo, arroz y maíz) aportan casi la mitad de las calorías que la gente consume. Estas tres, y la mayoría de otras cosechas de alimentos, son anuales y sus semillas deben volver a plantarse cada año.

Dos de cada tres personas de la población mundial dependen de manera directa de los granos, porque sencillamente no tienen recursos para comer carne. Conforme el ingreso se incrementa, esta gente consume más granos, aunque de manera indirecta, en forma de carne (principalmente de res, cerdo y pollo), huevos, leche, queso y otros productos provenientes del ganado doméstico, que se alimenta de granos.

Pese a los avances que se han logrado en la tecnología aplicada al campo respecto a la maquinaria utilizada y al sistema de cultivo, se presentan

graves dificultades por el incremento de la población. Hay dos tipos principales de sistemas agrícolas: el industrializado y el tradicional. El primero consume enormes cantidades de combustible, agua, fertilizantes comerciales y pesticidas para producir enormes cantidades de un solo cultivo para consumo humano y para el ganado. En la zona norte del territorio nacional es donde se utiliza mayor número de maquinaria para el campo.

Desde 1950, la mayor parte del aumento en la producción global de alimentos proviene del mayor rendimiento por unidad de área de tierra de cultivo en un sistema agrícola conocido como la revolución verde. Este proceso consta de tres etapas:

1) El desarrollo y la planeación de monocultivos de cosechas clave, como arroz, trigo y maíz, utilizando semillas seleccionadas o con variedades desarrolladas genéticamente y de alto rendimiento obtenidas en los centros de investigación agrícola;
2) Gran profusión de fertilizantes, pesticidas y agua en los cultivos.
3) El aumento en la intensidad y frecuencia de los cultivos. Estos enfoques incrementaron de manera notable los rendimientos de las cosechas en la mayoría de los países desarrollados entre 1950 y 1970, en la que es considerada como la primera revolución verde.

Una segunda revolución verde se llevó a cabo a partir de 1967, cuando en varios países en desarrollo se introdujeron variedades enanas de rápido crecimiento de arroz y trigo, creadas especialmente para climas tropicales y subtropicales. Con tierra fértil y suficiente abono, agua y pesticidas, el rendimiento de estas nuevas plantas supera de 2 a 5 veces el de las variedades tradicionales de trigo y arroz. El crecimiento rápido también permite a los agricultores sembrar dos o aun tres cosechas por año en el mismo terreno.

Entre 1970 y 1972, India duplicó su producción total de alimentos (de modo esencial al emplear variedades de grano de alto rendimiento) y aumentó la producción de alimento per cápita en 18%, un logro impresionante, tomando en cuenta el gran crecimiento de su población durante este periodo. Sin la revolución verde, India hubiera encarado carestías masivas en las décadas de 1970 y 1980.

Producir más alimento en menos tierra es también una forma muy importante de proteger la biodiversidad, ya que evita que grandes áreas forestales, de pastos verdes, tierras pantanosas y terreno montañoso, sean utilizadas para sembrar alimentos.

5.1.2 Sales minerales de Na, K, Ca, P, S, Cl

Además de las sustancias alimenticias de distinto valor calórico y plástico, el organismo depende de la ingesta de elementos nutritivos no portadores de energía: las sales minerales. Calcio, potasio, magnesio y sodio desempeñan un papel fundamental en el mantenimiento del equilibrio ácido-base del organismo. Si, por ejemplo, los alimentos ricos en proteínas (con excepción de la leche no elaborada), las grasas y la mayoría de los carbohidratos actúan como acidificantes, las sustancias nutritivas ricas en sales minerales alcalinas, como papas, verduras frescas, frutas y ensaladas, establecen un equilibrio. El sodio sirve para mantener la presión de difusión (osmótica) que facilita el intercambio metabólico entre las células y la sangre, desempeñando también una función importante en la excitabilidad de nervios y músculos. El potasio suele encontrarse en el interior de las células y también tiene un papel fundamental en los fenómenos de excitabilidad nerviosa y motriz. En los huesos y dientes se encuentra casi 99% del total de calcio y magnesio del organismo.

Las cantidades óptimas diarias de todos estos elementos en la dieta no han podido ser precisadas aún; se calcula una necesidad de ingesta mínima diaria de 3.5 g de sodio, de 2 a 3 gramos de potasio, de 1.5 a 2 g de calcio y poco más de 0.5 g de magnesio.


Figura 5.4
Un buen atleta requiere un alto consumo de sales minerales.

Agua

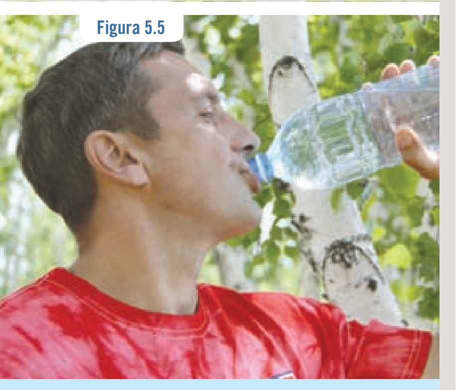
Como ya se ha mencionado, el agua es uno de los constituyentes nutritivos esenciales; en cantidad y peso es además el mayor componente del organismo humano. Por regla general, un adulto debe tomar de 2 a 4 litros de agua diarios, tanto en forma de líquidos o alimentos disueltos como en los alimentos sólidos, que siempre contienen determinada cantidad de la misma. Así, las verduras y frutas frescas contienen hasta 90% de agua; la carne magra, 75%; el pan, 40%. El hombre tiene entre 45 y 80% de agua; el promedio aproximado puede cifrarse en 65%.

El agua que bebemos habitualmente contiene hasta 0.6 gramos de sales minerales disueltas por litro. El agua de manantial con más de un gramo por litro ya se califica como agua mineral. El agua de mar tiene hasta 35 gramos por litro, en especial de cloruro de sodio.

5.1.3 Trazas de minerales: Mn, Fe, I, F, Co y Zn

El cuerpo requiere menores cantidades de hierro, cobre y zinc, razón por la que se les conoce como minerales micronutrientes. Otro grupo de elementos, denominados trazas de minerales, como el yodo, selenio, vanadio, cromo, manganeso, cobalto, níquel, molibdeno y estaño, son demandados por el cuerpo en cantidades tan pequeñas que se miden en microgramos (1 microgramo = 1×10^{-6} g). De los minerales anteriores, cuatro de ellos (hierro, cobre, zinc y yodo) están autorizados para incluirse en las etiquetas nutrimentales, de los cuales el hierro es obligatorio y los otros tres opcionales.

A continuación se presenta un cuadro de los minerales, sus funciones y alimentos que los suministran:


Figura 5.5
Beber agua nos ayuda a tener un cuerpo sano.

Cuadro 5.2 Minerales: funciones y fuentes

Macrominerales	Funciones	Alimentos que lo contienen
Sodio (Na^+)	Ion principal en los fluidos extracelulares del cuerpo, regula el balance de fluidos y el funcionamiento nervioso	Sal de mesa, carne, mariscos, leche, queso, huevos, pan, vegetales, alimentos procesados
Potasio (K^+)	Ion principal en los fluidos intracelulares del cuerpo y el funcionamiento nervioso	Papas, melones, frutas cítricas, plátano y la mayoría de las frutas y vegetales, carne, leche y legumbres
Cloruro (Cl^-)	Ion principal en los fluidos extracelulares del cuerpo	Sal de mesa
Calcio (Ca^{2+})	Ayuda a la formación de huesos y dientes, en la función nerviosa, función del corazón, contracciones y relajaciones musculares, coagulación normal de la sangre	Leche y productos derivados de ésta, brócoli, salmón, sardinas, legumbres, verduras, hortalizas

(Continúa)

Macrominerales	Funciones	Alimentos que lo contienen
Fósforo (iones PO_4^{3-})	Ayuda en la formación de huesos y dientes; regula el desprendimiento y la utilización de la energía del cuerpo; ayuda a conducir la grasa en el cuerpo como parte de los fosfolípidos; forma soluciones amortiguadoras (*buffers*), para mantener un balance ácido-base normal	Carne, pescado, aves de corral, huesos, leche, cereales
Magnesio (Mg^{2+})	Reacciones en las que interviene el ATP (adenosina trifosfato); función nerviosa y contracciones musculares	Carne, mariscos, nueces, legumbres, productos lácteos, grano entérico
Azufre (iones SO_4^{2-})	Parte de los aminoácidos y vitaminas, glutationa, balance ácido-base	Rábano, cebollas, col y berro
Hierro (complejo Fe^{2+})	Se encuentra en la hemoglobina de los glóbulos rojos de la sangre y en la mioglobina en las células de los músculos; necesario para transportar el oxígeno a la sangre	Hígado, carnes, yema de huevo, nueces, granos entéricos o enriquecidos, legumbres
Cobre (Cu^{1+} y Cu^{2+})	Parte de muchas enzimas	Legumbres, granos, nueces, semillas, vísceras
Zinc (Zn^{2+})	Parte de los sistemas enzimáticos importantes	Carne, mariscos, granos entéricos
Cromo (Cr^{3+})	Ayuda al cuerpo a usar la insulina	Hígado, levadura de cerveza, granos entéricos, nueces, quesos
Cobalto (Co^{3+})	Forma parte integral de la vitamina B_{12}. Es un co-factor para elaborar la hormona de la tiroides; ayuda en la formación de la hemoglobina	Todos los vegetales de hojas verdes, almejas, hígado, ostiones, leche y carne roja
Estaño (Sn^{2+} y Sn^{4+})	Se utiliza en homeopatía en los casos de agotamiento severo y debilidad extrema	No se ha determinado
Flúor (F^{-})	Parte de los dientes y huesos, ayuda a prevenir las caries dentales	Agua para beber fluorada, pescado, té
Manganeso (Mn^{2+} o Mn^{7+})	Parte esencial en la formación adecuada de huesos y cartílagos	Nueces y granos, espinaca, betabel, col de Bruselas y algas marinas

(*Continúa*)

Macrominerales	Funciones	Alimentos que lo contienen
Molibdeno (Mo^{2+} o Mo^{6+})	Parte integral de las enzimas que intervienen en los procesos de oxidación	Arroz moreno, mijo, legumbres, vegetales de hoja y cereales entéricos
Niquel (Ni^{2+} y Ni^{3+})	Es constituyente de algunas proteínas que circulan en la sangre; se le considera un factor en el metabolismo de la membrana de las células de los lípidos y de las hormonas.	Granos no procesados (entéricos)
Selenio (Se^{2-})	Actúa como antioxidante	Germen de trigo, algas marinas, ajo, mariscos y salvado
Vanadio (V^{2+} y V^{5+})	Mejora la acción de la insulina	Pescado
Yodo (I^{-})	Parte de las hormonas de la tiroides (tiroxina y triiodotironina).	Mariscos, sal yodatada



Figura 5.6

Hay que someternos a revisiones médicas con frecuencia para tener una buena salud.

5.1.4 Vitaminas

La química influye sobre el ser humano de una manera fundamental ya que al formar parte de la naturaleza está sometido a diversos cambios en su desarrollo que le permiten evolucionar es decir: crecer, reproducirse y nutrirse.

Entre más conozcamos la "química de nuestro cuerpo" mejor podremos desarrollarnos. Si cuidamos nuestro organismo por dentro y por fuera viviremos más saludables. Pequeños cambios en los hábitos alimentarios pueden significar grandes modificaciones en la salud.

Actualmente se ha constituido una ciencia que estudia los fenómenos químicos que se presentan en los seres vivos, conocida como **bioquímica**.

Una vitamina es un compuesto orgánico esencial para la salud, que debe ser suministrada en la dieta en pequeñas cantidades. Las vitaminas no proveen energía y no cambian debido a la digestión. El cuerpo no las sintetiza, pero las necesita para que funcionen como coenzimas (sustancias orgánicas no proteicas de relativamente baja masa molecular, que son necesarias para la función de una enzima). Una enzima es un catalizador de las reacciones químicas en los sistemas vivos.

Existen dos clases de vitaminas: las que son solubles en grasa (A, D, E y K) y las solubles en agua (B y C).

Las solubles en grasa pueden almacenarse en las células grasas del cuerpo (en especial en el hígado).

El **metabolismo** es una serie de procesos físicos y reacciones químicas que se llevan a cabo en el interior de los seres vivos utilizando la materia y la energía para crecer y desarrollarse. Implica dos fases: el **anabolismo**, que consiste en la obtención de sustancias complejas a partir de sustancias sencillas, y el **catabolismo**, que es un proceso inverso al anabolismo, donde las sustancias orgánicas complejas se descomponen y forman otras más simples.

Con ayuda de la bioquímica, tú puedes saber que las **proteínas** (del griego *proteios*: primera importancia) **contienen carbono**, **hidrógeno**, **nitrógeno y oxígeno**; sirven al organismo para formar tejidos o restituirlos (cartílagos, piel, uñas, pelo y músculos),

para generar un sistema de defensa contra los agentes que puedan causarle enfermedades. Se encuentran en plantas y animales.

Los **carbohidratos (glúcidos o azúcares)** son fuente de energía en su calidad de alimentos o como materiales combustibles; permiten el movimiento y el desarrollo de las actividades. Por ejemplo, el azúcar, las frutas, el pan, los fideos, el arroz, el centeno, etcétera.

Los **lípidos o grasas** son depósitos de energía que se acumulan en el organismo para ser utilizados posteriormente, como la leche o la crema. Por sus propiedades lubricantes facilitan la ingestión de los alimentos.

Las **vitaminas y** los **minerales** son imprescindibles para la realización de las funciones vitales.



Figura 5.7

Una buena alimentación se basa en frutas y verduras.

A continuación se muestra un cuadro de vitaminas y minerales muy importantes:

Cuadro 5.3 Vitaminas: funciones y fuentes.

Nutrimento	Sirve para	De dónde se obtiene
VITAMINA A	Fortalecer la vista, los dientes, los huesos, el cabello y el sistema inmunitario	Productos lácteos, verduras verdes y amarillas, frutas amarillas y anaranjadas
VITAMINA D	Crecimiento de huesos y absorción de calcio	Aceite de hígado de bacalao, hígado y yema de huevo
VITAMINA E	Fabricar glóbulos rojos y tejido muscular; prevenir la oxidación de ácidos grasos	Verduras verdes cocidas, granos enteros, mariscos y pescados, aves, huevos, semillas y nueces, germen de trigo
VITAMINA K	Coagulación de la sangre	Verduras de hoja verde, papas, vísceras, granos
VITAMINA C	Sistema inmunitario, cicatrización, formación de huesos, dientes y vasos sanguíneos	Cítricos, tomates, pimientos verdes, guayaba, mango, brócoli y otras frutas y verduras
TIAMINA	Metabolismo y función nerviosa	Pescados y mariscos, cerdo, cereales y panes enriquecidos

(Continúa)

Nutrimento	Sirve para	De dónde se obtiene
RIBOFLAVINA	Vista y metabolismo	Productos lácteos, vísceras, verduras de hoja verde, carnes rojas, carne oscura de aves, cereales enriquecidos
NIACINA	Una adecuada función nerviosa	Aves, pescados y mariscos, semillas, nueces, cereales y panes enriquecidos
VITAMINA B_6	Producción de glóbulos rojos, metabolismo y función nerviosa	Pescado, aves, carnes, espinaca, plátano, cereales, papa, camote, nueces, ciruela
FOLATO	Elaboración de ADN y de glóbulos rojos	Hígado, cereales, frutas, leguminosas, verduras de hoja verde
VITAMINA B_{12}	Producción de material genético y de glóbulos rojos	Carnes, huevos, pescados y mariscos, leche y derivados
CALCIO	Formación de huesos y dientes; músculo cardiaco, función nerviosa	Leche y sus derivados, verduras de hoja verde, tofu, brócoli, salmón y sardina en lata (con espinas)
HIERRO	Producción de mioglobina y hemoglobina	Hígado, carnes rojas, pescados, duraznos secos, leguminosas, frijol de soya, harina, uvas
MAGNESIO	Producción de enzimas digestivas y ADN	Frijoles, mariscos, cereales enriquecidos
FÓSFORO	Crecimiento de dientes y huesos, función nerviosa y muscular	Aves, carnes, productos lácteos, yema de huevo, pescados, legumbres
SELENIO	Prevenir la oxidación de ácidos grasos junto con la vitamina E	Pescados y mariscos, yema de huevo, pollo, hongos y zetas, ajo, cebollas
ZINC	Metabolismo y aparato digestivo	Yogur, carne de res, germen de trigo, hígado, cereales

Figura 5.8

Los condimentos nos permiten saborear y disfrutar de los alimentos.

Condimentos o especias

Todos los alimentos tienen un sabor específico que se debe a sustancias gustativas características. No son valiosas desde el punto de vista nutritivo, pero su carencia condicionaría una monotonía en la comida, incompatible con los factores emotivos y sociales de la alimentación. Ejemplos de especias son canela, pimienta, nuez moscada, vainilla, jengibre, etcétera. Otros condimentos que se utilizan en lugar de las especias son ajo, cebolla, perejil, pepinillos y rábanos. Todos ellos, aparte de su valor gustativo, ejercen un evidente efecto sobre la secreción gástrica.

5.2 Fuentes de energía y material estructural

En nuestro organismo se llevan a cabo una serie de reacciones que permiten captar, almacenar y liberar la energía que contienen los alimentos. Esta energía sirve para realizar las funciones vitales: respirar, hablar, pensar, y más, y para construir células nuevas, sangre y tejidos. Los nutrientes que deben contener los alimentos son: carbohidratos, grasas, proteínas, vitaminas y minerales. Expresado en términos químicos ocurre lo siguiente:

$C_6H_{12}O_6$	+	$6\ O_2$	$\longrightarrow$	$6\ CO_2$	+	$6\ H_2O$
Glucosa (de los alimentos)		**Oxígeno (del aire)**		**Dióxido de carbono (exhalación)**		**Agua**



Figura 5.9

Para desarrollar nuestras actividades cotidianas requerimos del sonsumo moderado de carbohidratos.

Actividad de aprendizaje

Escribe el nombre del nutriente que se encuentra en mayor porcentaje en los alimentos que se mencionan a continuación:

Jugo de fruta	Una rebanada de aguacate	Miel de abeja
______	______	______
Pescado	Verduras	Nueces
______	______	______
Pan	Carne	Pollo
______	______	______

Actividad experimental

De acuerdo con la información siguiente, contesta las preguntas respectivas:

Un hombre de unos 70 kg de peso con un trabajo normal, es decir, no es sedentario del todo ni muscular intenso, consume un promedio de 3 180 calorías al día. Este consumo se desglosa de la siguiente manera:

8 horas de sueño a 65 calorías	520 calorías
2 horas de ejercicio casero a 70 calorías	140 calorías
8 horas de trabajo a 240 calorías	1 920 calorías
6 horas de descanso o recreo a 100 calorías	600 calorías
TOTAL AL DÍA	3 180 calorías

¿En qué actividad se consume más energía?____

¿En qué actividad se consume menos energía?____

En forma personal, ¿cómo mejorarías tu balance energético?_________________________________

____

¿Cómo restituyes las calorías perdidas?____

____

Actividad de aprendizaje

Actividad

Con los datos que se indican a continuación, calcula el consumo de calorías que tienes en promedio durante tres días a la semana y anota tus conclusiones sobre las medidas preventivas que tomarías al respecto para tener un equilibrio energético y un mejor estado físico.

Consumo calorífico durante algunas actividades

Situación	Calorías/ hora en una persona de 70 kg
Durmiendo	65
Sentado	100
Leyendo en voz alta	105
Cosiendo a mano	111
Trabajo de laboratorio	115
Vistiéndose	118
Cantando	122
Manejando automóvil	133
Escribiendo a máquina	140

(*Continúa*)

Actividad de aprendizaje

(Continuación)

Situación	Calorías/ hora en una persona de 70 kg
Lavando platos	144
Planchando	144
Lavando ropa a mano	161
Barriendo	169
Caminando en forma pausada	200
Carpinteros, pintores	240
Montando en bicicleta	245
Bailando	280
Caminando a marcha forzada (6 km/h)	300
Bajando escaleras	364
Montando a caballo al trote	371
Nadando sin competencia	500
Corriendo (8.5 km por hora)	570
Subiendo escaleras, sin saltos	1 100
Remando	1 190

Actividades realizadas en el primer día	Calorías / hora
Total	

Actividades realizadas en el segundo día	Calorías / hora
Total	

(Continúa)

Actividad de aprendizaje

(Continuación)

Actividades realizadas en el tercer día	Calorías / hora
Total	

$$\textbf{Promedio} = \frac{\textbf{1er día + 2° día + 3er día}}{\textbf{3}} = \qquad \textbf{Calorías/ hora}$$

Comparando el promedio obtenido con el consumo regular, se tomarían las siguientes medidas preventivas para mejorar el rendimiento físico:____

____

____

____

____

____

5.2.1 Energéticos de la vida: carbohidratos, estructura y grupos funcionales

Carbohidratos

Los carbohidratos realizan muchas funciones vitales en los organismos vivos; conforman la estructura esquelética de plantas, insectos y crustáceos, y la estructura exterior de los microorganismos. Constituyen una importante reserva alimentaria en los órganos de almacenamiento de las plantas, así como en el hígado y los músculos de los animales. Son compuestos formados por carbono, hidrógeno y oxígeno, estos dos últimos en la misma proporción que en el agua, es decir, dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno. Su fórmula empírica es $(CH_2O)_n$; *n* es el número de veces que está presente cada átomo de carbono, hidrógeno y oxígeno. Son las fuentes más importantes de energía en los organismos.

Los carbohidratos se conocen también como glúcidos o hidratos de carbono; se clasifican en: monosacáridos, disacáridos, polisacáridos y mucopolisacáridos.

Los carbohidratos están formados por carbono, hidrógeno y oxígeno; el hidrógeno y el oxígeno suelen hallarse en proporción de 2 a 1, igual que en el agua. El nombre “carbohidrato” (que significa hidrato de carbono) se basa en esta relación de hidrógeno y oxígeno. Sin embargo, el término resulta equívoco, porque no existe

agua como tal en un carbohidrato. Actualmente se definen los carbohidratos como derivados de polihidroxialdehídos o polihidroxicetonas. Un azúcar que contiene un grupo aldehídico se llama **aldosa** y uno que contiene un grupo cetónico se llama **cetosa**.

Cuadro 5.4 Clasificación de los carbohidratos.

Carbohidrato	Clasificación	Ejemplos
I. Monosacáridos	Triosas ($C_3H_6O_3$)	Aldosas: Gliceraldehído Cetosas: Dihidroxiacetona
	Pentosas ($C_5H_{10}O_5$)	Aldosas: Arabinosa Xilosa Ribosa
	Hexosas ($C_6H_{12}O_6$)	Aldosas: Glucosa Galactosa Cetosas: Fructosa
II. Disacáridos ($C_{12}H_{22}O_{11}$)	Sacarosa	Glucosa + Fructosa
	Maltosa	Glucosa + Glucosa
	Lactosa	Glucosa + Galactosa
III. Polisacáridos	Hexosanos Glucosanos	Almidón Glucógeno Dextrina Celulosa
IV. Mucopolisacáridos	Pentosas	Ácido hialurónico Condroitinsulfato Heparina

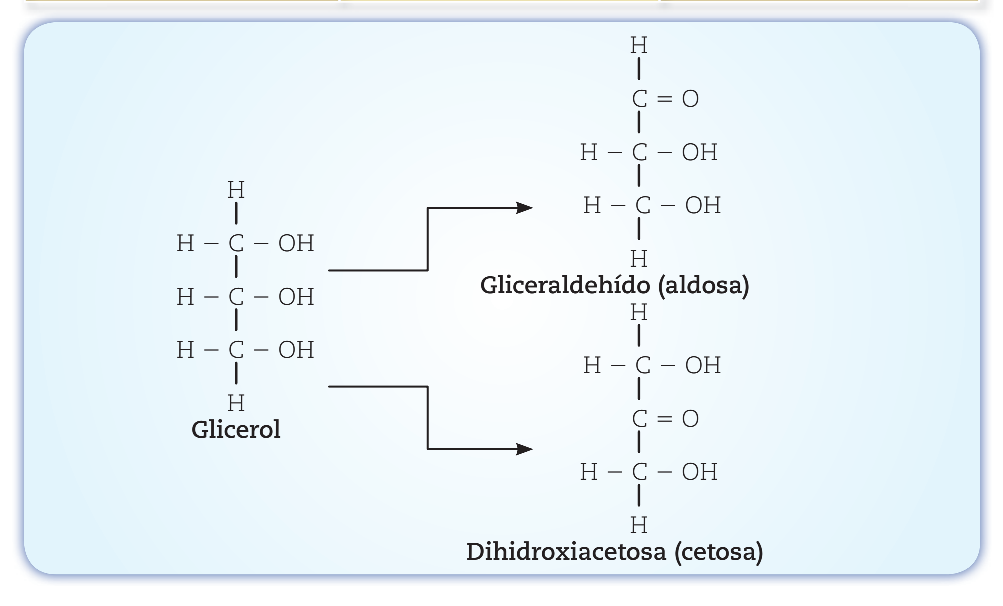




Figura 5.10

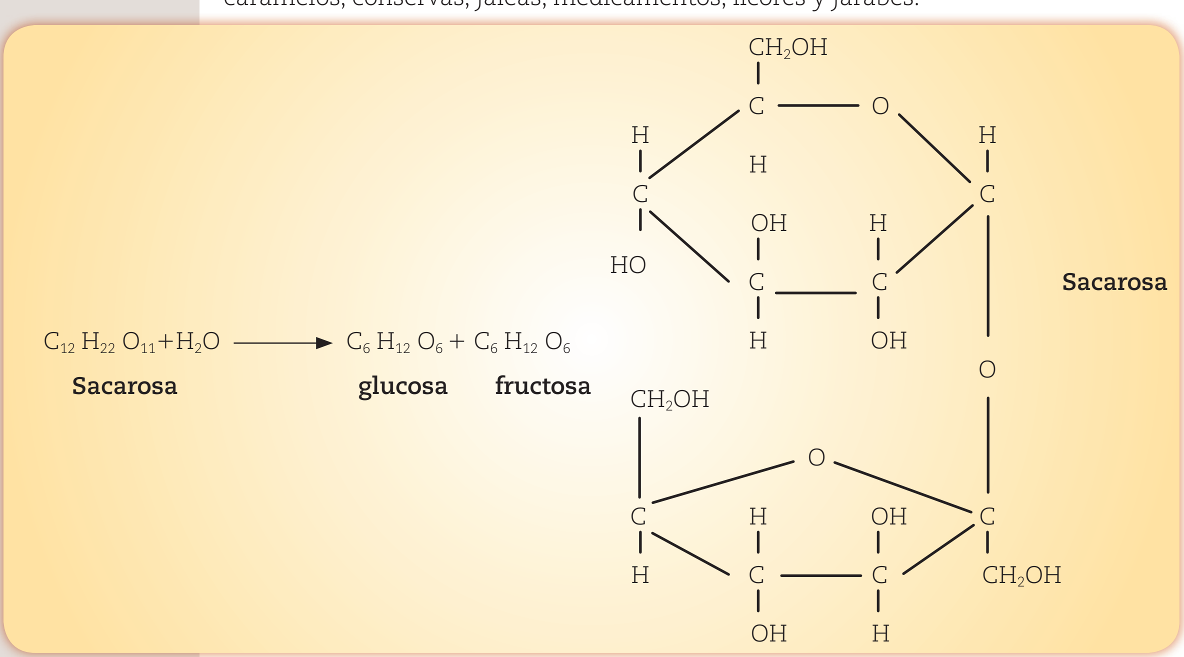
Los carbohidratos son los compuestos órganicos más abundantes de la biosfera y a su vez los más diversos.

Monosacáridos. Son los azúcares más simples. Entre los más conocidos tenemos la glucosa o dextrosa y la fructosa.

La **glucosa** (**$C_6H_{12}O_6$**), que también se llama dextrosa o azúcar de uva, se obtiene del jarabe de maíz. También está presente como uno de los principales azúcares en la miel y en el jugo de muchas plantas y frutas. En los animales, la glucosa es un componente vital de la sangre la cual, en ayunas, contiene alrededor de 90 miligramos de glucosa por cada 100 mL. Es un sólido cristalino, de sabor dulce y soluble en agua. Se usa para endulzar; es sustituto de la miel; se emplea en la elaboración de dulces, carnes, jarabes, vinos y cerveza. Se usa en la producción de alcohol etílico o etanol. Se halla en exceso en la orina de los diabéticos.

Disacáridos. Cuando dos moléculas iguales o diferentes de monosacáridos reaccionan con eliminación de una molécula de agua, se forma un disacárido.

La **sacarosa** (**$C_{12}H_{22}O_{11}$**) es el azúcar de mesa (que proviene de la caña o de la remolacha); se considera que es el compuesto de carbono puro más barato en el comercio. Se forma en las plantas por la unión de dos monosacáridos: glucosa y fructosa. Es un sólido blanco, cristalino y soluble en agua. Se emplea en la fabricación de dulces, caramelos, conservas, jaleas, medicamentos, licores y jarabes.



Polisacáridos. Son polímeros de aproximadamente 30 o más moléculas de monosacáridos. Los tres polisacáridos más importantes son el almidón, el glucógeno y la celulosa. Están formados por largas cadenas de moléculas de glucosa.

El **almidón** es la forma de almacenamiento más importante de carbohidratos en el reino vegetal. En las semillas de los cereales y en los tubérculos feculentos como la papa y el camote, se encuentra como material de reserva para la germinación. Es un sólido blanco, insoluble en agua fría y se dispersa en agua caliente (forma el engrudo). Se emplea en lavanderías, en textiles, en la fabricación de jarabes y alcohol; en pegamentos para ropa y papel.

Las plantas producen los carbohidratos por medio de la fotosíntesis, proceso mediante el cual transforman el dióxido de carbono y el agua en carbohidratos y oxígeno, utilizando energía solar. Los carbohidratos proporcionan la energía que necesita el organismo para realizar sus procesos y funciones vitales. Por ejemplo, mantienen estable la temperatura del cuerpo y el funcionamiento del corazón para bombear sangre; también ayudan al hígado en el metabolismo de las sustancias nutritivas. El cuadro 5.5 muestra algunos carbohidratos.



Figura 5.11

La papa y el camote contienen almidón, sustancia que se obtiene exclusivamente de los vegetales que almacenan su alimento en las raíces.



Figura 5.12

Los carbohidratos son la principal fuente de energía del cuerpo. Existen dos tipos: azúcares y almidones.

Cuadro 5.5 Clasificación de los carbohidratos.

Disacárido	Fuente
Sacarosa (glucosa + fructosa)	Azúcar de caña, azúcar de remolacha
Lactosa (glucosa + galactosa)	Azúcar de la leche
Maltosa (glucosa + glucosa)	Almidón hidrolizado
Celobiosa (glucosa + glucosa) frutas, miel	Celulosa hidrolizada
Monosacárido	**Fuente**
Glucosa	Sacarosa hidrolizada, lactosa, maltosa y celobiosa
Fructosa	Sacarosa hidrolizada (frutas y miel)
Galactosa	Lactosa hidrolizada

Evaluación formativa

Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Qué es?

a) Una aldosa:____

b) Una hexosa:____

c) Una pentosa:_______________________________________

d) Una cetosa:____

e) Un disacárido:______________________________________

Evaluación formativa

1. Escribe la fórmula de la sacarosa:________________

2. Los carbohidratos se clasifican en:________________

Lecturas de reflexión

Como ya se mencionó, los carbohidratos, glúcidos y azúcares son compuestos formados por carbono, hidrógeno y oxígeno; entre los que tenemos a la glucosa y la fructosa que, al unirse, forman la sacarosa (azúcar común).

Los azúcares que se absorben por el tubo intestinal son muy pocos (concretamente tres: glucosa, fructosa y galactosa) y pueden ser sustituidos entre sí. Las necesidades diarias son las siguientes:

Niños de 2 a 4 años	100-200 g
Niños de 4 a 6 años	200-300 g
Niños de 7 a 10 años	300-400 g
Niños de 11 a 16 años	400-450 g
Adultos	500 g

Los azúcares no sólo cumplen una función calórica. Algunos polisacáridos, en especial la celulosa (presente en vegetales y frutas), cumplen una misión de lastre y resultan imprescindibles para la función intestinal, formando parte sustancial de las heces fecales al no ser absorbidos. En síntesis, las frutas y verduras no pueden ser sustituidas en la ración alimentaria por zumos o jugos elaborados.

Algunas fuentes de carbohidratos para el ser humano son: frutas, cereales (maíz, trigo, avena, sorgo, cebada, centeno), leguminosas (frijoles, lenteja, garbanzo, chícharo, habas); caña de azúcar, remolacha azucarera y leche.

Cuando hay un consumo de carbohidratos mayor del necesario, se almacenan en el cuerpo en forma de glucógeno que se convierte en grasa. Su exceso puede contribuir a la obesidad.



Figura 5.13

El consumo de carbohidratos es básico para un buen desarrollo.

Actividad experimental

Con la guía de tu profesor, intégrate en un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Anoten sus conclusiones.

Acción de las levaduras

Los alimentos se pudren debido al desarrollo de los mohos. Sin embargo, no todos los microorganismos son perjudiciales; algunos son muy útiles y se emplean, incluso industrialmente, en la fabricación de alimentos.

Material necesario

- Azúcar
- Agua
- Levadura de pan
- Agua de cal
- Hoja de afeitar
- Tubo de vidrio en ∪
- Probeta
- Botella de vidrio con tapón de corcho
- Vaso de precipitados
- Una olla

Procedimiento

1. Coloquen en el vaso de precipitados unos 50 g de azúcar y agréguenles unos 200 mL de agua.
2. Agíten el vaso hasta que se disuelva totalmente el azúcar.
3. Tomen unos 10 g de levadura, córtenla tanto como puedan con la hoja de afeitar.
4. Añadan los trozos de la levadura al vaso de precipitados y agítenlo con suavidad.
5. Viertan el contenido a la botella y tápenla con el tapón de corcho (al que previamente le habrán hecho un agujero e insertado el tubo en ∪).
6. Llenen la probeta con agua de cal (disolución saturada de hidróxido de calcio en agua) e introduzcan en ella el extremo libre del tubo.

   ¿Qué observan?____

   ____

7. Dejen reposar lo anterior durante 2 o 3 días en un lugar caliente (25-30 °C). Destapen el recipiente, ¿a qué huele?__________________________________

   ____

   ¿Qué reacción ocurrió?____________________________________

   ____

8. Mezclen en la olla la harina y la sal.
9. Amasen bien hasta formar una pasta.

(*Continúa*)

Actividad experimental

(Continuación)

10. Separen la pasta en seis porciones.
11. A tres de las porciones añadan la levadura y dejen las otras sin levadura.
12. Coloquen cada una de las porciones en un plato y numeren las seis porciones con etiquetas.
13. Tápenlas con un trapo de cocina limpio.
14. Coloquen dos porciones cerca de la estufa o detrás del refrigerador.
15. Coloquen otras dos a temperatura ambiente y las dos últimas en el congelador del refrigerador.
16. Al cabo de 30 minutos examinen el contenido de los seis platos. ¿Ha aumentado la masa en todos los casos por igual?____________________

    ¿Por qué?____________________

    ¿Qué influencia tiene la temperatura en la actividad de la levadura?

    ____

    ____

    ¿Qué pasó con las porciones que no tenían levaduras?____________________

    ____
17. Introduzcan todas las porciones en el horno, previamente calentando a unos 120 °C, durante 30 o 40 minutos.____________________

    ____
18. Saquen las porciones, déjenlas enfriar y córtenlas por la mitad. Una vez cocidas, ¿crecieron las porciones por igual?____________________

    ¿Por qué?____________________

    ____

    ¿Qué diferencia hay en la textura del pan de las diferentes piezas?____________________

    ____

    Conclusiones:____________________

    ____

    ____

    ____

Actividad experimental

Con la guía de tu profesor, formen un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Anoten sus conclusiones.

Fécula de los embutidos

Si colocamos harina en el fondo de un plato y le añadimos un poco de agua, la harina crece porque se hinchan los granos de almidón. Cuando reposan se convierten en una papilla viscosa que llamamos fécula.

(Continúa)

Actividad experimental

(*Continuación*)

Primer procedimiento

Materiales

- Blanqueador
- Tinta de yodo
- Rebanadas de jamón de distintas calidades
- Paté de distintas calidades
- Platos
- Vasos pequeños

Procedimiento

- Coloquen las rebanadas de jamón (cuanto más delgadas mejor) en los platos, anotando el origen y el precio de cada una de ellas.
- Cubran tanto el jamón como el paté con blanqueador y dejen que éste actúe el tiempo necesario para decolorar las muestras (de 1 a 5 días).
- Tiren el blanqueador y laven las muestras con pintura de yodo; dejen que ésta actúe durante cinco minutos. Todas las manchas rosadas que se encuentran en el jamón o en el paté son féculas.

  Anoten sus observaciones y conclusiones:______________________________

  ____

  ____

  ____

  ____

Segundo procedimiento

Materiales

- Jamón
- Yoduro de potasio sólido
- Yodo en escamas
- Agua destilada
- Vaso de vidrio
- Molinillo eléctrico o mortero
- Tubos de ensayo grandes

Preparación de los reactivos necesarios

Solución de yodo/yoduro:

Pesen 1 g de yodo y 0.5 g de yoduro potasio, y disuélvanlos conjuntamente en 100 cm^3 de agua destilada.

Procedimiento

- Trituren aproximadamente 2 g de jamón en el molinillo o mortero.
- Traspásenlos a un tubo de ensayo grande y añádanles 15 mL de agua destilada.

(*Continúa*)

Actividad experimental *(Continuación)*

- Pónganlos a hervir durante cinco minutos y déjenlos enfriar.
- Una vez frío, añadan cuatro gotas de reactivo yodo/yoduro.
- ¿Qué se observa?____

____

NOTA: Es imprescindible que el tubo esté frío antes de añadir el reactivo, porque en caliente la reacción no ocurre.

Es necesario preparar el reactivo yodo/yoduro inmediatamente antes de hacer la prueba.

Contesten las siguientes preguntas:

1. ¿Por qué creen que se añade fécula a los embutidos?______________________

____

2. ¿Qué desventajas tiene la fécula para el consumidor?______________________

____

3. ¿Han hecho la prueba con varias clases de jamón y paté?____________________

____

4. ¿Son los más caros los que tienen menos fécula?__________________________

____

____

Conclusiones:____

____

____

____



Figura 5.14

Las grasas o lípidos representan una fuente de energía, ya que un gramo de éstos proporciona nueve kilocalorías.

5.2.2 Almacén de energía: lípidos, estructura y grupos funcionales

Lípidos

Esta clase de compuestos orgánicos lo constituyen las grasas y los aceites, y ambos se agrupan bajo el término general de lípidos, los cuales son constituyentes esenciales de casi todas las células animales y vegetales. En el cuerpo humano se concentran en las membranas celulares, en el cerebro y en el tejido nervioso.

El término **lípido** lo propuso el bioquímico **Bloor,** para dar nombre al grupo de sustancias insolubles o casi insolubles en agua, pero solubles en disolventes, como éter, cloroformo, disulfuro de carbono, alcohol caliente, etcétera.

Químicamente, los lípidos están formados por cinco elementos principales: carbono (C), hidrógeno (H), oxígeno (O) y, a veces, nitrógeno (N) y fósforo (P).

Bloor dividió los lípidos en tres clases:

1. **Lípidos simples:** Comprenden los lípidos más abundantes, grasas o triglicéridos, y las ceras, que son menos abundantes.
2. **Lípidos compuestos:** Son los fosfolípidos que contienen fósforo y los galactolípidos que contienen galactosa.
3. **Lípidos derivados:** Son los esteroides, los terpentenos y las vitaminas, entre otros, que son producidos por las células vivas.

Las verdaderas grasas (si son líquidas a temperaturas ordinarias, se llaman aceites), son los más abundantes de todos los lípidos.

Los aceites son untuosos al tacto, solubles en éter y cloroformo, e insolubles en agua. Los ácidos grasos saturados como el palmítico y el esteárico, así como las mantecas y los sebos, son grasas sólidas.

Cuadro 5.6 Tipos de lípidos.

Lípidos	Fuentes
Lípidos simples	Aceites vegetales y grasas animales Ésteres de ácidos grasos de glicerol Ceras de frutas y verduras Ceras, colesterol, hormonas sexuales Esteroides
Fosfolípidos	Lípidos localizados en los tejidos nerviosos Lecitinas Cefalinas Fosfatidilserinas
Esfingolípidos	Lípidos localizados en el tejido cerebral Esfingomielinas

Los ácidos no saturados, como el oleico y las grasas que forman como los aceites de ricino, oliva, ajonjolí, cártamo, cacahuate y coco son grasas líquidas.

Las ceras también pertenecen al grupo de los lípidos; por ejemplo, la cera de las abejas, el esperma de ballena, así como la lanolina o grasa de lana empleados en perfumería y en medicina para la elaboración de cremas, ungüentos y pomadas.

Las grasas proporcionan energía, son fundamentales para la formación de algunas hormonas y mantienen la actividad del sistema nervioso. El consumo excesivo de estas sustancias produce obesidad. Los lípidos o grasas se presentan en dos procesos químicos importantes: la **hidrólisis** y la **saponificación**.

La hidrólisis es el proceso que consiste en agregar agua a un éster para obtener un ácido orgánico más un alcohol. Los cuadros 5.7 a 5.9 proporcionan más información acerca de las grasas.

Cuadro 5.7 Ácidos grasos saturados importantes que existen en grasas naturales.

Nombre	Fórmula	Átomos de carbono	Se encuentra en:
Butírico	C_3H_7COOH	4	Grasa de mantequilla
Caproico	$C_5H_{11}COOH$	6	Grasa de mantequilla

Nombre	Fórmula	Átomos de carbono	Se encuentra en:
Caprílico	$C_7H_{15}COOH$	8	Aceite de coco
Cáprico	$C_9H_{19}COOH$	10	Aceite de semilla de palma
Láurico	$C_{11}H_{23}COOH$	12	Aceite de coco
Mirístico	$CH_3(CH_2)_{12}COOH$	14	Aceite de nuez moscada
Palmítico	$CH_3(CH_2)_{14}COOH$	16	Grasas animales y vegetales
Esteárico	$CH_3(CH_2)_{16}COOH$	18	Grasas animales y vegetales
Araquídico	$CH_3(CH_2)_{18}COOH$	20	Aceite de cacahuate

Cuadro 5.8 Ácidos grasos no saturados importantes que existen en grasas naturales.

Nombre	Fórmula	Átomos de Carbono	Se encuentra en:
Palmitoleico	$C_{15}H_{29}COOH$	16 Δ9	Grasa de mantequilla
Oleico (1 =)*	$C_{17}H_{33}COOH$	18 Δ9	Aceite de oliva
Linoleico (2 =)	$C_{17}H_{31}COOH$	18 Δ9, 12	Aceite de semilla de lino
Linoleico (3=)	$C_{17}H_{29}COOH$	18 Δ9, 12, 15	Aceite de semilla de lino
Araquidónico (4 =)	$C_{19}H_{31}COOH$	20 Δ5, 8,11,14	Lecitina

*Número de dobles enlaces

- Δ9 indica doble enlace entre carbonos 9 y 10
- Δ12 indica doble enlace entre carbonos 12 y 13
- Δ15 indica doble enlace entre carbonos 15 y 16
- Δ11 indica doble enlace entre carbonos 11 y 12
- Δ14 indica doble enlace entre carbonos 14 y 15

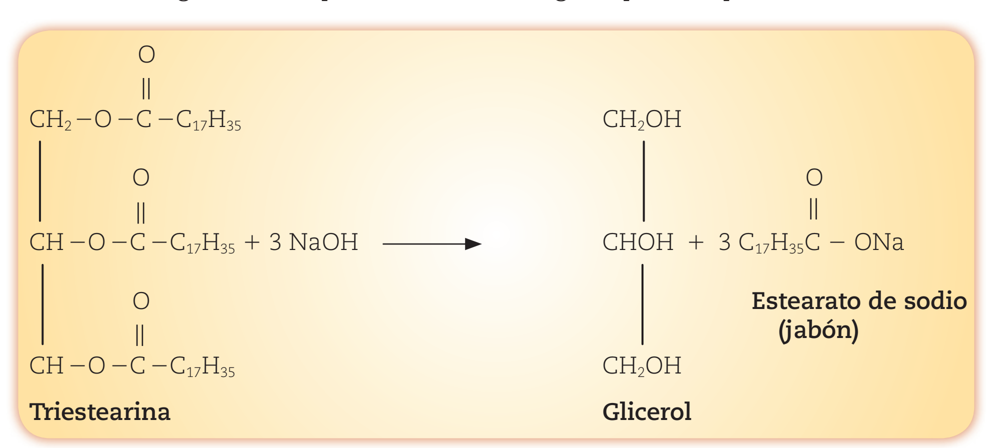
Cuadro 5.9 Composición promedio de los ácidos grasos.

Grasa o aceite	Ácido mirístico	Ácido palmítico	Ácido esteárico	Ácido oleico	Ácido linoleico	Otros
Grasas animales						
Mantequilla	8-15	25-29	9-12	18-33	2-4	3,4 butírico
Manteca	1-2	25-30	12-18	48-60	6-12	1,3 palmitoleico
Unto bovino	2-5	24-34	15-30	35-45	1-3	1,3 palmitoleico
Aceites vegetales						
Olivo	0-1	5-15	1-4	67-84	8-12	0,1 palmitoleico
Cacahuate		7-12	2-6	30-60	20-38	Palmitoleico
Maíz	7-11	7-11	3-4	25-45	50-60	Palmitoleico
Semilla de algodón	1-2	18-25	1-2	17-38	45-55	Palmitoleico
Soya	1-2	6-10	2-4	20-30	50-58	4,8 linolénico

(Continúa)

Grasa o aceite	Ácido mirístico	Ácido palmítico	Ácido esteárico	Ácido oleico	Ácido linoleico	Otros
Semilla de linaza			2-4	14-30	14-25	25,26 linolénico
Cártamo			1-5	14-21	73-78	
Aceites marinos						
Ballena	5-10		2-5		34-40	
Pescado	6-8	10-25	1-3			Lecitina

La saponificación es el proceso mediante el cual reaccionan las grasas con la sosa o hidróxido de sodio (NaOH) para obtener **jabones**, que se definen como sales metálicas de ácidos grasos. La saponificación de una grasa puede representarse así:





◄ La obtención de jabón es una de las síntesis químicas más antiguas; se producía hirviendo sebo de cobra.

Evaluación formativa

1. ¿Cuál es la diferencia entre un jabón y un detergente?____________________

2. ¿Qué es un cerebrósido?____________________

3. Escribe el nombre de las hormonas sexuales femeninas:____________________

4. Escribe el nombre de las hormonas sexuales masculinas:____________________

Grasas o lípidos

Las grasas forman un capítulo muy importante en la alimentación. El hombre cubre sus necesidades calóricas si su dieta contiene de 30 a 40% de grasas. Se calcula que un niño de 2 a 4 años necesita diariamente unos 30 g de grasas; el adulto no debe sobrepasar los 75 g, de los cuales la mitad debe corresponder a la grasa empleada en la preparación y condimentación de los alimentos (aceites, margarina, mantequilla, etc.). Sin embargo, la grasa "invisible" de ciertos alimentos (quesos, chocolate, carne picada, embutidos, salchichas, nueces, aceitunas, entremeses, dulces de nata, café con leche, bombones, entre otros) adquiere tal importancia en la nutrición humana que las cifras óptimas son fácilmente sobrepasadas. El exceso de grasa conduce a la obesidad, ya que se acumula fácilmente en el organismo y propicia diversos padecimientos entre los que se encuentran las enfermedades cardiacas.

Evaluación formativa

1. Escribe el nombre y la fórmula de los tres ácidos grasos más comunes:

a)________________________________

b)________________________________

c)________________________________

2. ¿Qué sabor tiene la mantequilla cuando se enrancia?________________

____

3. Escribe el nombre y la fórmula de una grasa y de un aceite a la temperatura ordinaria:

a) Grasa________________________________

b) Aceite________________________________

Actividad experimental

Con la guía de tu profesor, formen equipos de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Anoten sus conclusiones.

Reblandecimiento de la celulosa

Propósito

Reblandecer la celulosa contenida en una calabaza.

Materiales

- Una calabaza
- Bicarbonato de sodio
- Vinagre
- Cuchillos afilados
- Tres cazuelas pequeñas

Procedimiento

1. Pelen y limpien una calabaza, y córtenla en cubos de unos 2 cm de lado.

(*Continúa*)

Actividad experimental

(*Continuación*)

2. Hagan tres pares iguales, colóquenlas en las cazuelas y cúbranlas de agua.
3. Añadan a la primera cazuela una cucharada de vinagre y a la segunda una de bicarbonato; la tercera déjenla sólo con agua.
4. Coloquen las cazuelas al fuego y dejen que hierva el agua mientras anotan sus observaciones. Tengan mucho cuidado con el fuego.
5. Cada dos minutos saquen un trozo de calabaza y observen si se ha reblandecido, para ello utilicen un tenedor.

Contesten las siguientes preguntas:

1. ¿En qué cazuela se ablandó primero la calabaza?______________________

   ¿Por qué?______________________
2. ¿Qué aplicación le podrían encontrar a este resultado para la cocción de las verduras?______________________

   ____
3. ¿Por qué hay muchos vegetales que no se comen crudos?______________________

   ____

   Conclusiones:______________________

   ____

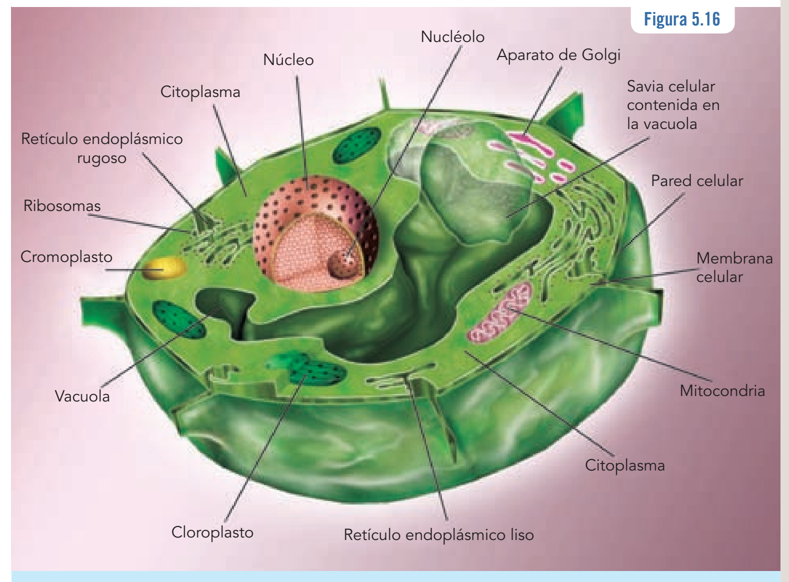
   ____

   ____

5.2.3 Proteínas, su estructura y grupos funcionales

Proteínas

La química de las proteínas es más compleja que la de los carbohidratos y lípidos. Las proteínas ya se reconocen como constituyentes esenciales del protoplasma. Se señala que el compuesto más importante que constituye a los organismos vivos es la "proteína" (del griego *proteios* que significa *primero*); así lo mencionó Berzelius a Mulder en 1838. Estos compuestos nitrogenados son los sólidos más abundantes en el protoplasma celular. El núcleo celular, uno de los componentes del protoplasma, contiene proteínas (nucleoproteínas) que están relacionadas con la división celular y la herencia. Otra parte, el citoplasma celular, contiene un millar o más de proteínas distintas, denominadas enzimas, que catalizan los múltiples cambios químicos que se requieren para el mantenimiento celular. Además, los animales, las plantas y los microbios producen enzimas extracelulares que descomponen la dieta compleja de proteínas, lípidos y carbohidratos para simplificar los nutricios, que son absorbidos con facilidad y utilizados por la célula.



La célula es la unidad morfológica y funcional de todo ser vivo.

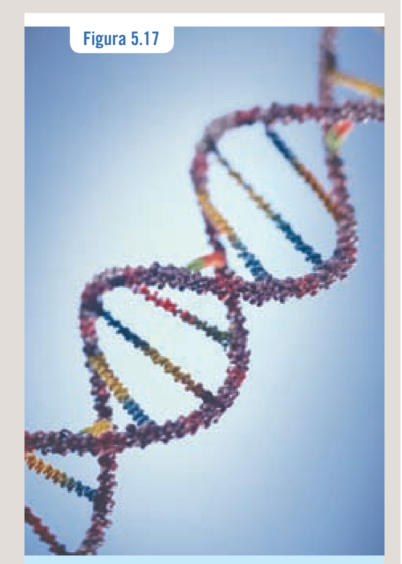


Figura 5.17

El ADN es un polímero compuesto, formado por muchas unidades simples conectadas entre sí.





Figura 5.18

La leche y la carne son excelentes fuentes de proteínas.

Las proteínas son también componentes principales de la sangre, de los tejidos epiteliales y conectivos en los animales y, cuando se ingieren en exceso, actúan como una fuente de energía y de grasa. En las semillas de muchas plantas, las proteínas se almacenan como una reserva de "aminoácidos" y energía. Es poco probable que pueda realizarse alguna reacción química en los tejidos vivos sin la participación de las proteínas.

Las proteínas son **polímeros** de elevado peso molecular de un grupo de monómeros de bajo peso molecular llamados **aminoácidos**. Estas sustancias contienen dos grupos funcionales: amino (NH_2) y carboxilo (COOH). Los aminoácidos indispensables que deben incluirse en la alimentación son: lisina, leucina, fenilalanina, valina, metionina, treonina, isoleucina, histidina, arginina y triptófano. Las proteínas forman parte estructural de músculos, sangre, enzimas, piel, arterias, huesos, hormonas, pelo, uñas, plumas, cuernos, etcétera, del ser humano y de los animales. También se encuentran en los órganos de plantas y microorganismos. Todas las proteínas son importantes por su carácter indispensable en múltiples funciones vitales.

Cuadro 5.10 Funciones de las proteínas.

Tipos de proteínas	Funciones y localización
Estructurales (insolubles en agua)	
Colágenos	Tejido conjuntivo
Elastinas	Tendones y arterias
Miocinas	Tejidos musculares
Queratinas	Pelo y uñas
Globulares (se pueden dispersar en disoluciones acuosas)	
Albúminas	**Sangre**
Globulinas	Toman parte en el transporte del oxígeno a todo el cuerpo (hemoglobina) y en la defensa del organismo contra las enfermedades (gammaglobulina)
Conjugadas (complejos de proteínas enlazadas a otras moléculas)	
Nucleoproteínas	Proteínas y ácidos nucleicos
Lipoproteínas	Proteínas y lípidos
Fosfoproteínas	Proteínas y compuestos fosforados
Cromoproteínas	Proteínas y pigmentos (es decir, hemoglobina)

Los cinco elementos que existen en la mayor parte de proteínas naturales son carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. Hay una amplia variación en la cantidad de azufre de las proteínas. La gelatina, por ejemplo, contiene aproximadamente 0.2%, en contraste con 3.4% en la insulina.

Otros elementos, como fósforo, yodo y hierro, pueden ser constituyentes esenciales de algunas proteínas especializadas. La caseína, la proteína principal de la leche, contiene fósforo, elemento de importancia esencial en la dieta de lactantes y niños. El yodo es un constituyente básico de la proteína en la glándula tiroides; existe en las esponjas y el coral. La hemoglobina de la sangre, necesaria para la respiración, es una proteína que contiene hierro. La mayor parte de las proteínas muestran pocas variaciones en su composición elemental; el contenido promedio de los cinco principales elementos es el siguiente:

Cuadro 5.11 Elementos principales de una proteína.	
Elemento	**Promedio (%)**
Carbono	53
Hidrógeno	7
Oxígeno	23
Nitrógeno	16
Azufre	1

El contenido relativamente elevado de nitrógeno distingue a las proteínas de las grasas y carbohidratos. Las moléculas de las proteínas son muy voluminosas, por ejemplo, la fórmula de la oxihemoglobina es: $C_{2932}H_{4724}N_{828}S_8Fe_4O_{840}$, por tanto, su peso molecular sería de aproximadamente 68 000 g/mol. La albúmina de la clara de huevo tiene un peso molecular de 34 500 g/mol. En promedio, las proteínas varían su peso molecular entre 34 500 y 50 000.

Actividad experimental

Reúnete con 2 o 3 de tus compañeros o compañeras y realicen la siguiente actividad experimental en casa. Sigan las instrucciones, contesten las preguntas correspondientes y anoten sus conclusiones.

Elaboración de un flan

Propósito

Observar la coagulación de las proteínas

Materiales

- 1/2 taza de azúcar
- 1 pizca de sal
- 3 huevos
- 2 tazas de leche
- 1 cucharadita de vainilla
- 4 moldes de flan
- 1 olla de peltre grande
- 1 olla de peltre pequeña
- 1 batidora
- tazas para medir

Procedimiento

1. Mientras el horno se calienta a 100 °C, batan el azúcar, la sal, el extracto de vainilla con la leche y los huevos.
2. Viertan la mezcla en los cuatro moldes en partes iguales.
3. Coloquen los moldes en la olla y llénenla con agua hasta una altura de 3 cm. (Esto se hace para que la parte inferior de los moldes no se caliente más que el resto.)

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

4. Coloquen la olla en el horno.
5. Esperen 30 minutos y entonces saquen un flan.
6. Saquen el siguiente flan a los 40 minutos, el siguiente a los 50 y el último a los 60. Un flan bien hecho es suave, brillante y amarillo, y se corta de manera limpia cuando se le introduce la cuchara. No queda ni rastro del agua que tenían el huevo y la leche.


Figura 5.19

Contesten las siguientes preguntas:

¿Qué flan está mejor preparado?______________________________

¿Por qué?______________________________

¿Cuál tiene más líquido?______________________________

¿Por qué?______________________________

¿Qué diferencia encuentras entre un bistec, un huevo, y la masa del pan antes o después de cocido?______________________________

____

Conclusiones:______________________________

____

____

____

Actividad experimental

Reúnete con 2 o 3 de tus compañeros y realicen la siguiente actividad, contesten las preguntas y, en caso de duda, consulta a tu profesor.

Huevos "fritos o estrellados" con alcohol

Propósito

Observar la coagulación por agentes químicos.

Material

- 2 huevos
- alcohol etílico

(Continúa)

Actividad experimental

(*Continuación*)

- 1 plato de cristal

Procedimiento

- Coloca un poco de alcohol en el plato, rompe los huevos y viértelos dentro del plato con alcohol del mismo modo en que lo harías si quisieras disponerte a freír un par de huevos en una sartén.

  Anota tus observaciones y conclusiones:____

  ____

  ____

  ____

Evaluación formativa

¿Cuáles son los cinco principales elementos que contienen las proteínas?

____

____

¿Cuál es el elemento más abundante en las proteínas y en qué porcentaje?

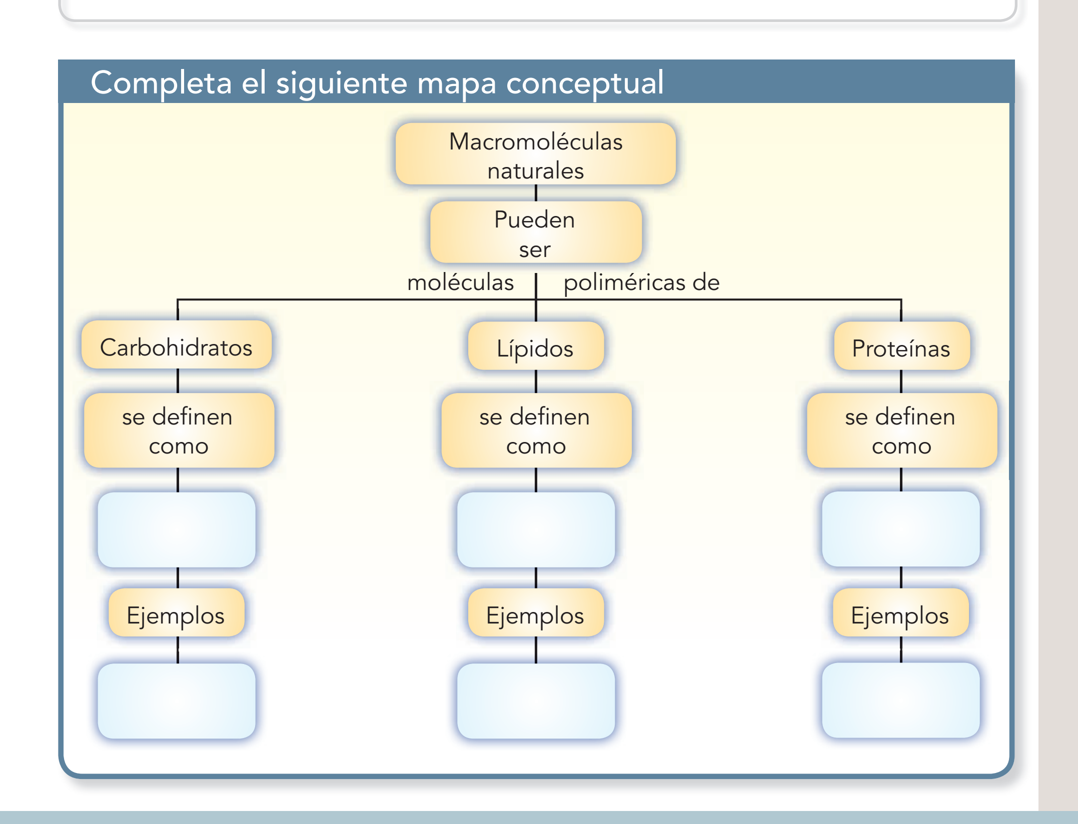
____

____

¿Cuál es el elemento menos abundante en las proteínas y en qué porcentaje?

____

Completa el siguiente mapa conceptual



5.2.4 Requerimientos nutricionales

La alimentación humana normal incluye un potencial calorífico del orden de 3 000 kilocalorías diarias, lo que corresponde a una potencia térmica media de 130 watts. En su digestión, el hombre "quema" sus alimentos, degrada los enlaces químicos. Por otra parte, estimamos que la potencia mecánica humana es de 30 watts; por tanto, deducimos que el rendimiento es sólo de 20%. ¿Qué pasa con el 80% restante?

Dado que el cuerpo se mantiene a una temperatura fija de 37 °C, cualquiera que sea la temperatura exterior, el hombre intercambia calorías a través de su piel y sus pulmones; éstas son las pérdidas térmicas que utilizan el resto de la potencia ingerida. Resulta lógico, pues, que sea necesario comer copiosamente mientras el cuerpo está expuesto al frío, ya que cede muchas calorías al medio ambiente.

La mala nutrición es causada por una dieta con deficiencia en el balance adecuado de nutrientes, aun cuando el contenido de energía de la comida ingerida sea el correcto. Por el contrario, la desnutrición significa que la cantidad de energía suministrada a través de los alimentos es insuficiente para satisfacer sus necesidades metabólicas. De acuerdo con la Organización de Agricultura y Alimentos de las Naciones Unidas (FAO), existen 98 "países en desarrollo", en cuyas poblaciones y regiones 1 de cada 3 personas en África, 1 de cada 5 en el Lejano Oriente y 1 de cada 7 en Latinoamérica están desnutridas.

En EUA, 27% de la población se encuentra 40% arriba del peso ideal, y cada persona que lo conforma consume cerca de 1 000 Calorías (1 Cal = 1 Kcal = 10^3 cal) en exceso por día. Esto da como resultado que cerca de 50% de las mujeres adultas y 25% de los hombres adultos intenten perder peso mediante dietas, por lo general con poco éxito.

A continuación se muestra una tabla de los valores recomendados en la dieta diaria que se toman como base para el cálculo de los porcentajes de ingesta/dieta diaria recomendada en las etiquetas de información nutrimental.

Tabla 5.1 Valor calórico recomendado por nutriente.

Nutriente	Valor recomendado
Grasa total	30% de las calorías diarias, como límite superior. (65 g /2 000 kcal de dieta diaria)
Colesterol	10% de las calorías diarias, o más (grasa poliinsaturada, de acuerdo con la Nueva Pirámide) (22 g/2 000 kcal)
Sodio	300 mg, como máximo diario para todas las dietas.
Carbohidratos totales	60% de las calorías diarias (o menos, de acuerdo a la Nueva Pirámide) (300 g/2 000 kcal)
Fibra dietética	23 g (basado en 11.5 g/1 000 kcal)
Azúcares (sacarosa y otros azúcares)	No hay un valor diario especificado
Proteína	El porcentaje de dieta diaria recomendado no es obligatorio, pero el valor es 10% de las calorías de la dieta a partir de la proteína (50 g/2 000 kcal) para los adultos (excluyendo a las mujeres embarazadas y madres que alimentan a su bebés) y niños de más de 4 años

5.3 Conservación de los alimentos

La cultura de la preservación de alimentos ha permitido al ser humano tener el abasto suficiente para su consumo, principalmente por la creciente demanda de mayor y mejor calidad de los alimentos envasados, enlatados o preservados por algún otro medio. En época de escasez debida a los continuos desastres que se presentan en todo el mundo, el conocimiento, aunque somero, nos permite hacer conciencia de lo valiosas que son algunas técnicas de preservación de alimentos, como las que se mencionan a continuación.

5.3.1 Congelación, calor, desecación, salazón, ahumado, edulcorado y al alto vacío

Congelación

La congelación, es decir, la exposición de los alimentos a temperaturas por debajo de los cero grados, puede utilizarse para preservar la mayoría de los alimentos como carnes, pescados, frutas, verduras, etcétera, incluyendo comidas ya cocinadas y preparadas. Cuando se usa esta técnica, los alimentos son congelados rápidamente para evitar cambios en la textura y en el sabor. Con la refrigeración, entre 3 y 8 °C, los alimentos se conservan unos cuantos días. Con la congelación, entre −5 y −18 °C, los alimentos se pueden conservar hasta tres meses. La ultracongelación, temperaturas inferiores a −18 °C, permite conservar los alimentos hasta por un año.

- Por aire: una corriente de aire frío extrae el calor del producto hasta que se consigue la temperatura final.
- Por contacto: una superficie fría entra en contacto con el producto que extrae el calor.
- Criogénico: se utilizan fluidos criogénicos, nitrógeno o dióxido de carbono, que sustituyen al aire frío para conseguir el efecto congelador.



Figura 5.20

El mundo actual utiliza la refrigeración para la preservación y conservación de múltiples alimentos preparados, como hamburguesas, hotdogs, vegetales congelados y pizzas.

Además de la utilización de aditivos y conservadores en los alimentos, es necesario recurrir a otros métodos de preparación y procesamiento físico que permitan mantenerlos durante periodos más largos sin que sufran descomposición a causa de los microorganismos o por reacciones químicas. Los métodos de preparación que más se utilizan para este fin en los alimentos son: la salazón, el ahumado y el endulzado. Los procesos físicos tradicionales para la conservación de alimentos son: la refrigeración, la pasteurización, la deshidratación, el envasado al alto vacío y, como nuevo proceso (desde hace 20 años aproximadamente), la irradiación.

En la actualidad, el consumidor busca tener acceso a alimentos más frescos, seguros y de alta calidad, con un contenido mínimo de conservadores y aditivos artificiales. Algunos de los procesos físicos que se encuentran en etapa de desarrollo o investigación, con resultados prometedores, son: irradiación, altas presiones, ultrafiltración a través de membranas, cocción al vacío, frecuencia de microondas, calentamiento óhmico, campos magnéticos oscilantes, campos eléctricos pulsantes y luz pulsante.

Desecación o deshidratación /pasteurización

Éste es uno de los métodos más antiguos utilizados por el ser humano para preservar los alimentos. Se basa en el hecho de que los microorganismos que contaminan los alimentos no pueden crecer en ellos si están secos. Carnes, frutas, vegetales,

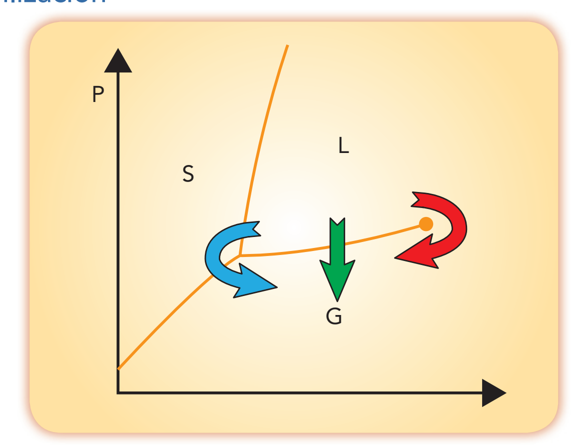


Sardinas en aceite.

entre otros, se colocaban bajo la luz solar para que se evaporara el agua que tenían; de esta manera, se lograba que duraran mucho más tiempo que si se mantenían sin ese tratamiento.

En la pasteurización, los alimentos líquidos se elevan hasta una temperatura de ebullición y luego ésta se baja abruptamente cerca de un punto de congelación.

Liofilización



En el diagrama de fases, la frontera entre gas y líquido va desde el punto triple hasta el punto crítico. La liofilización (flecha azul) lleva el sistema alrededor del punto triple. Se evita de esta manera la transición directa de líquido a gas de un secado tradicional (flecha verde).

Es un proceso que se utiliza para la eliminación del agua mediante desecación al vacío y a muy bajas temperaturas. Se emplea principalmente en las industrias alimentaria y farmacéutica, aunque también es útil para fabricar materiales como el aerogel.

La **liofilización** es un proceso en el que se congela el alimento y, una vez congelado, se introduce en una cámara de vacío para que se separe el agua por sublimación. De esta manera se elimina el agua desde el estado sólido del alimento al gaseoso del ambiente sin pasar por el estado líquido. Para acelerar el proceso se utilizan ciclos de congelación-sublimación con los que se consigue eliminar prácticamente la totalidad del agua libre contenida en el producto original.

Es una técnica bastante costosa y lenta si se le compara con los métodos tradicionales de secado, pero resulta en productos de una mayor calidad, ya que al no emplear calor, evita en gran medida las pérdidas nutricionales y organolépticas. En general, el café instantáneo o las sopas instantáneas no son liofilizadas, el alto precio de los liofilizadores y su relativamente baja capacidad hacen que esta técnica no sea muy atractiva cuando se trata de grandes cantidades de producto. Sin embargo, la liofilización sí se usa en café instantáneo de una mejor calidad, pero a un mayor precio para el consumidor.

Como proceso industrial se desarrolló en la década de 1950, pero sus principios eran ya conocidos y empleados por los incas. El procedimiento ancestral consistía en dejar por la noche que los alimentos se congelasen por la acción del frío de los Andes y gracias a los primeros rayos del Sol de la mañana y la baja presión atmosférica de las elevadas tierras andinas se producía la sublimación del agua que se había congelado. Este proceso es conocido como **liofilización natural**.

Irradiación o pasteurización por radiación de alimentos

Proviene de los radioisótopos de algunos elementos, de irradiación de rayos X y la irradiación de electrones. Se han aprobado las siguientes fuentes y características de radiación ionizante para el tratamiento de ciertos alimentos: rayos gamma producidos por la desintegración natural de isótopos radiactivos de cobalto-60 o cesio-137, rayos X con una energía máxima de millones de electrón volts (5 MeV), y electrones con una energía máxima de 10 MeV. El término radiación ionizante significa que esta forma de radiación tiene suficiente energía para crear cargas positivas y negativas, que provocan la muerte de las bacterias y otros microbios patógenos en los alimentos. Otras formas de energía radiante son la luz, el calor, las microondas y las ondas de radio. A pesar de que los alimentos son irradiados, nunca están en contacto con ningún material radiactivo y los rayos gamma, rayos X o electrones utilizados para su tratamiento no pueden volverlos radiactivos.

Cuadro 5.12 Dosis de radiación (expresada en kilograys,*KGy) aprobadas para alimentos irradiados.

Producto	Fecha	Dosis (KGy)	Acción
Trigo, harina de trigo	1963	0.2-0.5	Desinfección de insectos
Papa blanca	1964	0.05-0.15	Inhibición de brotes
Especies y condimentos vegetales	1983	Máx. 10	Descontaminación microbial
Carne de cerdo	1986	0.3-1.0	Inactivación de la triquina
Frutas** y vegetales	1986	Máx. 1.0	Insectos y retraso en la maduración y crecimiento
Papaya	1987	Mín. 0.150	Desinfección de insectos
Hierbas, especies y condimentos vegetales secos	1986	Máx. 30	Desinfestación de insectos y descontaminación microbial
Enzimas deshidratadas	1986	Máx. 10	Descontaminación microbial
Alimento para animales y mascotas	1986	Máx. 25	Descontaminación microbial
Carne de aves de granja	1990	Máx. 3.0	Descontaminación microbial
Carne roja, no congelada	Pend.	Máx. 4.5	Descontaminación microbial
Carne roja congelada	Pend.	Máx. 7.0	Descontaminación microbial

*Expresado en términos de otras unidades del SI, es equivalente a J/kg.
* *En México se trabajó con fresa y mango en el laboratorio de Ingeniería Química Nuclear desde 1970, para retrasar el tiempo de maduración de esas dos especies.

Actividad experimental

Con la guía de tu profesor, formen equipos de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Anoten sus conclusiones.

Congelación de frijoles tiernos

La congelación y la desecación son técnicas que se basan en la eliminación del agua líquida imprescindible para que puedan desarrollarse los agentes que causan la putrefacción.

(Continúa)

Actividad experimental

(Continuación)

Los pueblos antiguos que disponían del hielo o la nieve más o menos seca, usaron la congelación como técnica de conservación de alimentos. Para nosotros es mucho más fácil y cómodo emplear este método, gracias a los congeladores modernos.

Materiales

- ½ kilo de frijoles tiernos
- 1 cuchillo
- bolsas de plástico herméticas
- 1 cacerola
- 1 paño de cocina limpio
- 1 coladera
- Procedimiento

1. Laven los frijoles y colóquenlos en agua hirviendo. Tengan cuidado con el fuego.
2. Remuévanlos, esperen a que el agua hierva de nuevo y manténganlos durante tres minutos en ebullición.
3. Sáquenlos del fuego y escúrranlos.
4. Extiéndanlos sobre el trapo de cocina y guárdenlos en bolsas cerradas de manera hermética.
5. Métanlos en el congelador que debe estar a −25 °C.

Contesten las siguientes preguntas.

1. ¿Por qué creen que es necesaria esta temperatura tan baja (-25 °C) si el agua ya se congela a 0 °C?____

   ____

2. ¿Por qué un alimento descongelado debe consumirse con la misma rapidez que uno fresco?____

   ____

3. ¿Cómo se explica que, a veces, al descongelarse la carne desprenda un líquido sanguinolento?____

   ____

4. Además de eliminar el agua líquida, ¿qué otro efecto creen que puedan tener las bajas temperaturas para impedir el desarrollo de los microorganismos?

   ____

   ____

   Conclusiones:____

   ____

   ____

   ____

Conservación por calor

Procesamiento de alimentos a altas presiones

Consiste en someter los alimentos a presiones hidrostáticas (se utiliza agua como fluido transmisor) de 100 a 900 MPa (megapascales) o 1000 a 9000 atmósferas, desde unos minutos hasta algunas horas, con o casi sin tratamiento térmico (la compresión aumenta de manera uniforme la temperatura de los alimentos, alrededor de 3 °C por cada 100 Mpa), ya que las temperaturas que se utilizan en el proceso pueden variar entre 0 y 120 °C, y durante periodos especificados (entre pulsación de un milisegundo hasta arriba de 20 minutos), según el tipo de alimento. Para inactivar la formación de esporas de la bacteria *Clostridium botulinum* (la más persistente y peligrosa en los cárnicos y mariscos) se aplican temperaturas de 90 a 110 °C y presiones de 500 a 700 MPa.

Este método ya se utiliza en EUA y Japón para el procesamiento a presión de jugos de fruta, leche, yogur, especias, carnes, jamón y productos pesqueros. Los alimentos procesados bajo presión muestran tener mejor sabor, aroma, textura, retención nutrimental y color que los procesados térmicamente; es decir, se obtiene un alimento entero.

Frecuencia de microondas

La frecuencia de las microondas o de las ondas de radio permite un calentamiento rápido en el material alimenticio. Este calentamiento se obtiene a través de dos mecanismos: que el alimento actúe como un dieléctrico (aislante) o mediante la formación de iones provenientes del alimento (calor de ionización). Esta forma de calentamiento para la pasteurización y esterilización de alimentos se prefieren al calentamiento tradicional porque requiere menos tiempo para llegar a la temperatura de proceso deseada, en particular para alimentos sólidos o semisólidos.

Los sistemas de pasteurización y esterilización industrial con microondas se han conocido y utilizado desde hace 40 años, dejando paulatinamente a un lado los sistemas de calentamiento mediante frecuencias de radio, que hoy ya no se utilizan.

Calentamiento óhmico

Este calentamiento, también llamado de Joule, con resistencia eléctrica directa, se define como el proceso que consiste en hacer pasar corrientes eléctricas a través de alimentos u otros materiales para calentarlos. El calentamiento óhmico se distingue de otros métodos de calentamiento eléctrico en que se utilizan electrodos para hacer contacto con los alimentos, y en la frecuencia y forma de las ondas electromagnéticas utilizadas.

Campos magnéticos oscilantes

Este método consiste en la utilización de campos magnéticos oscilantes, con un flujo magnético de 5 a 50 teslas (T), una frecuencia de 5 a 500 kilohertz (KHz) y, como los anteriores, se puede utilizar en todos los alimentos. Tiene como ventajas relevantes que es aplicable a los alimentos enlatados o envasados en plástico, pues inactiva a los microorganismos. También es utilizable para la superficie e interior de alimentos sólidos sin que haya pérdida de nutrientes ni cambios sensoriales. Además, opera a relativamente baja temperatura (0 a 50 °C), con tiempos de exposición que varían de 25 a 100 ms (milisegundos). Sin embargo, los efectos de los campos magnéticos en las poblaciones de microbios han dado resultados controvertidos, por lo que se necesitarán más pruebas y más estudios para determinar su aprobación como tecnología alterna para la conservación de alimentos.

Campos eléctricos pulsantes (CEP)

En este método se utilizan campos eléctricos pulsantes de alta intensidad y se desarrolla mediante la aplicación de pulsaciones de alto voltaje (de 20 a 80 KV/cm) a los alimentos colocados entre dos electrodos. Los CEP pueden ser aplicados con temperaturas por debajo y por encima de la temperatura ambiente, en periodos menores de un segundo. Se utilizan principalmente para mejorar la vida en anaquel de pan, leche, jugo de naranja, huevos líquidos y jugo de manzana, y las propiedades de fermentación de la levadura de cerveza.

Luz pulsante

Se caracteriza por ser un tratamiento no térmico que consiste en aplicar a los alimentos destellos intensos de "luz blanca" (que contiene un amplio espectro que va del ultravioleta hasta cerca de la región infrarroja, radiación no ionizante) y tiene un efecto letal sobre todos los microorganismos. En la actualidad se utiliza este proceso en el tratamiento superficial de productos de panadería, en la prevención del ennegrecimiento de los camarones y en la esterilización del agua.

La ultrafiltración a través de membranas

Es de bajo costo, porque puede encontrarse una escala acorde con las necesidades de producción y lograr bajos requerimientos de energía. Su principio de operación está basado en un proceso de ósmosis inversa en el cual, mediante presión, se invierte el proceso de ósmosis normal que ocurre cuando existe una membrana que separa a dos disoluciones de diferentes concentraciones, en donde por un proceso natural se igualan las concentraciones. Se utiliza comercialmente en productos de la industria de los derivados de la leche, en la de jugos de fruta, en el procesamiento de bebidas, en la obtención de agua potable y en el tratamiento de aguas de desecho.

El acceso a estas tecnologías más económicas da a los países en desarrollo la oportunidad de mejorar la calidad total de los productos alimenticios que producen.

Cocción al vacío

Consiste en el envasado al vacío del producto precocido y su cocinado dentro del envase. El envasado se realiza en bolsas o envases impermeables al oxígeno y a la humedad. El tratamiento térmico es inferior a 100 °C (como el de la pasteurización) y casi de inmediato se lleva a cabo un enfriamiento (menor de 5 °C) para su posterior almacenaje en refrigeración. Este proceso permite mejorar la calidad gastronómica, al retener los jugos y aromas naturales. Asimismo, la calidad nutritiva aumenta pues se conservan las vitaminas y otros nutrientes.

Salazón

Se denomina **salazón** a un método destinado a preservar los alimentos utilizando una mezcla de sal común, acompañada con nitrato y nitrito de sodio, de forma que se encuentren disponibles para el consumo durante un mayor tiempo. El efecto de la salazón es la deshidratación parcial de los alimentos, el refuerzo del sabor y la inhibición de algunas bacterias.

Existe la posibilidad de salar frutas y vegetales, aunque lo frecuente es aplicar el método en alimentos como carnes o pescados.

Es muy habitual también durante las fases finales acompañar la sal con sabores como pimentón, canela, semillas de eneldo o mostaza.

Salazón de carnes

La salazón de carnes se hace mediante el empleo de la sal en forma de cristales o con salmueras (soluciones concentradas de sal). Ejemplos de salazón con carne se

pueden encontrar en España, en la provincia de León, donde se mantiene el proceso de salazón de las carnes de vacuno y se produce la cecina.

Proceso de salazón de pescados

1. **Limpieza.** Consiste en limpiar las vísceras, dejando sólo la carne magra y la espina dorsal.
2. **Apilamiento.** Se coloca una capa de sal de un centímetro de espesor como lecho y se coloca el pescado extendido sobre su superficie. Sobre la capa anterior de pescado se pone otra capa de sal del mismo grosor y se repite la operación, con lo que se obtienen diferentes capas de sal y pescado. Finalmente, sobre la última capa de sal se pone un peso (por lo menos la mitad del peso del pescado en salazón).
3. **Reposo.** El apilamiento anterior se mantiene semana y media en reposo.
4. **Lavado.** Tras el tiempo establecido de reposo, se saca el pescado y se lava con una solución de agua y vinagre (a 10%).
5. **Oreado.** Tras el lavado se pone al aire en un sitio con corrientes de aire pero que no le dé directamente la luz del Sol. Según el clima del lugar se deja unos días.



Figura 5.22

Carnes en salmuera.



Figura 5.23

Filete de pescado salado.

Ahumado

El **ahumado** es una técnica culinaria que consiste en someter los alimentos al humo proveniente de fuegos que se hacen con maderas de poco nivel de resina. Este proceso, además de dar sabores ahumados, sirve como conservador debido a que alarga la duración de los alimentos.

Hay dos tipos de ahumados: en frío y en caliente. En frío, el proceso dura aproximadamente de 24 a 48 horas (dependiendo del alimento) y no debe superar los 30 °C, y en caliente la temperatura debe ser mayor a los 60 °C y no superar los 75 °C. Se recomienda primero realizar el ahumado en frío y luego en caliente.

Esta forma de preservación de alimentos proviene de épocas remotas en las que se descubrió quizá por casualidad que los alimentos que colgaban arriba de los fogones que se utilizaban para la calefacción y cocinar duraban más que los alimentos que no estaban en contacto con el humo. Este proceso de preservación se podría comparar con la salazón; básicamente, quita la humedad a los alimentos y les transfiere sabores.



Figura 5.24

Pescado ahumado.

5.3.2 Aditivos y conservadores

A la gran mayoría de los alimentos procesados se les añaden productos químicos, que tienen muy poco o ningún valor nutritivo, llamados aditivos o conservadores. Algunos de éstos sirven para evitar que el alimento se descomponga por oxidación, ataque bacteriano o envejecimiento. Otros se añaden para mejorar el sabor o el color. Unos más para controlar el pH, evitar la formación de agregados, estabilizar, espesar, emulsificar, endulzar, como levadura, o ablandar los alimentos.

La oxidación y los microorganismos (bacterias, hongos y otros) son los mayores enemigos de los alimentos. Cualquier proceso que evita el crecimiento de microorganismos o retarda la oxidación por lo general es un proceso de conservación eficaz. La desecación de los granos, frutas y carne es una de las técnicas de conservación de alimentos más antiguas, porque el agua es necesaria tanto para el crecimiento de los microorganismos como para que sucedan las reacciones químicas de oxidación.



Figura 5.25

Una buena alimentación nos proporciona la energía necesaria para desarrollar bien nuestras actividades.

También hay aditivos químicos que pueden conservar los alimentos. La carne y la fruta salada en una disolución concentrada de azúcar se protegen de los microorganismos. El cloruro de sodio o la sacarosa disuelta crean una disolución hipertónica, en la que el agua fluye por ósmosis de los microorganismos que se encuentran en sus alrededores. Entonces, la sal y la sacarosa tienen el mismo efecto sobre los microorganismos que el secado, ambos los deshidratan.

Acción química	Aditivos
Agente antigrumo	Silicato de calcio, citrato de amonio y hierro
Ácidos, álcalis y soluciones amortiguadoras (*buffer*)	Ácido acético, lactato de calcio, ácido cítrico, ácido láctico, fosfatos (Ca^{2+}, Na^{+}) y tartrato ácido de potasio
Agentes tensoactivos (agentes emulsificantes)	Glicéridos: mono y diglicéridos de ácidos grasos
Conservadores	Benzoato de sodio propionatos (Ca^{2+}, Na^{+}) sorbatos (Ca^{2+}, K^{+}, Na^{+}) sulfitos (Na^{+}, K^{+})
Antioxidantes	Ascorbatos (Ca^{2+}, Na^{+}), hidroanisol butilado (HAB), hidroxitolueno butilado (HTB), lecitina, dióxido de azufre y sulfitos
Mejoradores de sabor	Glutamato de monosodio 5, nucleótidos y maltol
Secuestrantes	Ácido cítrico, ácido etilendiaminotetraacético (Ca^{2+}, Na^{+}), pirofosfato (Na^{+}) y sorbitol
Estabilizadores y espesantes	Agaragar, alginas y carragaen
Saborizantes	Butirato de amilo (pera), acetato de bornilo (pino, alcanfor), carvona (hierbabuena), aldehído cinámico (canela), citral (limón), cinamato de etilo (picante), formato de etilo (ron), etil vainillina (vainilla), mentol (menta), metil antranilato (uva) y metil salicilato (pirrol)

Un conservador es eficaz si evita la multiplicación de microorganismos durante el tiempo de vida del producto y su almacenaje hasta que sea consumido. En términos generales, los alimentos se echan a perder por la secreción de sustancias tóxicas por parte de los microorganismos. La esterilización mediante calor o radiaciones, o bien, la inactivación por congelamiento, a menudo es indeseable porque perjudica la calidad de los productos. Los agentes químicos que se utilizan como conservadores nunca logran condiciones de esterilidad, pero pueden conservar los alimentos durante largos periodos. Los conservadores químicos que más se usan son el benzoato de sodio (C_6H_5 COONa), en bebidas no alcohólicas y en algunos jugos de frutas, jarabes para helados, margarinas, pepinillos, condimentos, aceitunas, ensaladas, rellenos para pasteles, conservas y mermeladas, y el propionato de sodio (CH_3CH_2COONa), que puede usarse en el pan, los productos de chocolate, el queso, la pasta de pasteles y los rellenos.

5.3.3 Cuidemos los alimentos

El cuidado de los alimentos tiene prioridad para los consumidores, ya que su calidad es el conjunto de cualidades que hacen aceptables dichos alimentos a los consumidores. Estas cualidades incluyen tanto las percibidas por los sentidos (cualidades sensoriales): sabor, olor, color, textura, forma y apariencia, como las higiénicas y químicas. La calidad de los alimentos es una de las cualidades que se exigen a los procesos de manufactura alimentaria, debido a que el destino final de los productos es la alimentación humana y son susceptibles en todo momento de sufrir cualquier forma de contaminación.

La calidad de los alimentos es uno de los temas principales relacionados con la salud, que concierne a toda la sociedad: consumidores, fabricantes, investigadores y autoridades gubernamentales; ya que las bacterias como la *Salmonella* y la *Escherichia coli* son las principales causantes del envenenamiento de los alimentos en los países industrializados (En EUA mueren por esta causa alrededor de 9000 personas al año). En los países en desarrollo, las enfermedades parasitarias constituyen un grave problema que, aunado a las enfermedades causadas por los alimentos contaminados con virus y bacterias, es la causa de enfermedades gastrointestinales, en cientos de miles de personas y por lo general con resultados funestos. Las enfermedades contraídas por alimentos contaminados son causadas por microorganismos como parásitos, bacterias y virus.

Los parásitos son plantas o animales que en alguna etapa de su existencia obtienen su alimento de otro organismo vivo que se conoce como anfitrión. Un ejemplo es la solitaria de los cerdos (*Trichinella solium*); la triquina (*Trichinella spiralis*) es causante de enfermedades por el consumo de carne de animales de caza y de cerdo.

Las bacterias son, por mucho, la causa principal de las enfermedades causadas por microorganismos en alimentos contaminados; sin embargo, es preciso mencionar que existen muchas más variedades de bacterias benéficas que dañinas.

Los virus son parásitos con una estructura no celular compuesta principalmente de ácidos nucleicos dentro de un recubrimiento de proteína. Los virus en general son muy pequeños (10 a 200 nm) para ser vistos con un microscopio luminoso; por eso se utiliza el microscopio electrónico. Pueden causar muchas enfermedades de importancia económica a plantas y animales, pues algunos de ellos son transmitidos por insectos. Se piensa que un retrovirus (se llama así a los virus que no matan las células, sino que residen dentro de ellas en una forma u otra) como el VIH es el causante del Sida.

Evaluación sumativa

1. Calcula la masa molecular de los siguientes polímeros:

a) H-(-NH-CH(CH_3)CO-$)_{80}$-OH: ____________________

b) H-(-OSi($CH_3$$)_2$$)_{35}$-OH: ____________________

2. ¿Qué polímero de adición se obtendría a partir del monómero:

buteno (CH_2=CH-CH_2-CH_3)? ____________________

3. Menciona cuáles son algunos de los polímeros de adición más importantes y sus aplicaciones comerciales. ____________________

____

____

4. Explica la razón estructural por la cual existen tres tipos de polietileno.

____

____

____

5. ¿Qué son los carbohidratos y cómo se dividen? ____________________

____

____

6. ¿Cuál es el monosacárido más importante? Describe sus principales características. ____________________

____

____

7. ¿Cuáles son los tres disacáridos más utilizados en la dieta humana? ____________________

____

8. ¿Dónde se localiza el almidón? ¿Cuáles son sus componentes principales? ____________________

____

____

9. Describe brevemente qué es un lípido y en qué está basada su clasificación: ____________________

____

____

____

10. ¿Qué es una grasa? ____________________

____

11. ¿Qué es un aceite? ____________________

(Continúa)

Evaluación sumativa (*continuación*)

12. Describe brevemente qué son las proteínas y su estructura química.

____

____

____

____

13. ¿Cuáles son las funciones de las proteínas? ____________________

____

____

14. ¿Cuál es la función celular más importante de las proteínas? ________

____

____

____

15. Escribe tres formas de conservación de alimentos: ______________

____

____

GLOSARIO

A

Ácido. Sustancia que se caracteriza por las siguientes propiedades químicas: provoca cambios de color en los indicadores, identifica las bases reaccionantes de neutralización, tiene sabor agrio y disuelve algunas sustancias como los metales.

Agua blanda. Agua predominantemente libre de iones calcio Ca^{+2} y magnesio Mg^{+2}.

Agua dura. Agua dulce que contiene una disolución en cantidades importantes de iones de calcio o magnesio; precipita el jabón en sus disoluciones e impide la formación de espuma.

Agua potable. Aquélla que puede beberse y utilizarse para el aseo personal, la preparación de alimentos, el riego de cultivos y uso en las industrias.

Aguas negras. Aguas residuales de origen urbano con diversos tipos de impurezas, principalmente materia orgánica y sales minerales.

Alcano. Hidrocarburo de cadena abierta que sólo tiene enlaces simples.

Alcohol. Compuesto orgánico con el grupo funcional OH.

Almidón, disolución de. El almidón reacciona con el yodo en presencia de yoduros formando un complejo azul. La disolución de almidón se prepara triturando 2 gramos de almidón soluble y 10 mg de yoduro de mercurio (II) con un poco de agua y añadiendo la suspensión a un litro de agua hirviendo. Se prosigue la ebullición hasta que la solución queda clara; se enfría y se pasa a un frasco de vidrio.

Alqueno. Hidrocarburo de cadena abierta que contiene en su estructura un enlace doble.

Alquino. Grupo monovalente derivado de la eliminación de un hidrógeno de un alcano. Hidrocarburo de cadena abierta cuya estructura incluye un enlace triple.

Ángulo de enlace. Ángulo que se forma entre los átomos de una molécula.

Anión. Ion negativo

Ánodo. Electrodo positivo.

Ántioxidante. Cualquier sustancia que retarde o inhiba la oxidación.

Aseotrópica (mezcla). Mezcla de líquidos que tienen un punto de ebullición constante para una composición determinada.

Átomo. Partícula más pequeña de un elemento que posee todas las propiedades del mismo.

Átomo de Bohr. Átomo planetario.

Átomo de carbono quiral. Un átomo de carbono al que están unidos cuatro diferentes átomos o grupos.

B

Bacterias. Microorganismos unicelulares; existen tantas clases de ellas que es posible encontrarlas en lugares diversos.

Baño María. Baño de agua a una temperatura fija. Si el agua hierve, su temperatura será aproximadamente 100 °C. Debe procurarse que el recipiente que introduzca en el baño no toque las paredes de éste, que están a mayor temperatura. Fue inventado por María *la judía*, alquimista medieval.

Base. Sustancia que se caracteriza por las siguientes propiedades químicas: provoca un cambio de color de los indicadores, con los ácidos produce reacciones de neutralización, su sabor es amargo y su tacto untuoso.

Binario. Compuesto que contiene dos elementos.

Biodegradable. Propiedad de una sustancia química compleja por la cual puede descomponerse en otras más sencillas en procesos biológicos naturales.

Biodegradables. Sustancias orgánicas que las bacterias pueden oxidar.

C

Calor. Flujo de energía de un cuerpo de mayor temperatura hacia otro de menor temperatura.

Cambios de estado. Transformaciones de la materia de sólida, líquida o gaseosa.

Catión. Ion positivo

Cátodo. Electrodo negativo.

Cáustico. Muy bajo, capaz de disolver la piel y las grasas para formar jabón.

Cera. Ester de un ácido superior y de un alcohol superior.

CFC's (clorofluorocarbonos). Se utilizan como líquidos de enfriamiento en los acondicionadores de aire y en los refrigeradores.

Cicloalcanos. Hidrocarburos cíclicos, isómeros de los alquenos que sólo contienen enlaces simples.

Coagulación. Proceso por el cual un coloide se separa de una base líquida y una masa gelatinosa insoluble.

Coloide. Suspensión en un líquido de partículas más pequeñas que pasan a través del papel de filtro; pueden observarse con el ultramicroscopio o por efecto Tyndall.

Combustión. Tipo particular de oxidación, en la cual las sustancias se combinan con el oxígeno produciendo luz y calor.

Concentración. Cantidad de soluto disuelto en una cantidad de disolvente o de disolución.

Configuración electrónica. Descripción de todos los niveles y subniveles de energía ocupados por los electrones en un átomo.

Contaminación. Alteración nociva del ambiente causada por los residuos de la actividad humana.

Contaminante primario. Aquel que se adiciona directamente a la atmósfera como resultado de un proceso natural o antropogénico.

Contaminante secundario. Aquel que se forma a expensas de un contaminante primario o como resultado de una reacción en la que participa un contaminante primario.

Cuanto. "Paquete" discreto de energía.

D

Delicuescencia. Habilidad para absorber suficiente agua de la atmósfera para formar una disolución.

Descomposición. Reacción en la cual un compuesto se divide en dos o más sustancias sencillas.

Desecador. Contenedor que se usa para guardar sustancias químicas y mantenerlas secas.

Desechos peligrosos. Cualquier desecho que puede causar muerte o enfermedad irreversible o discapacitante, y que amenaza la salud humana y el medio ambiente.

Desplazamiento doble. Reacción en la cual la parte positiva de un compuesto se combina con la parte negativa de otro y viceversa.

Desplazamiento simple. Reacción en la cual un elemento reemplaza a otro en un compuesto.

Difusión. Proceso mediante el cual un soluto se aleja de un área de concentración alta a una de concentración baja.

Disolución. Mezcla homogénea de dos o más componentes.

Disolvente. La sustancia que efectúa la disolución.

E

Ecuación. Representación abreviada de un cambio químico utilizando símbolos y fórmulas.

Efecto fotoeléctrico. Emisión de electrones de una superficie de un metal al exponerlo a la luz.

Electrón. Partícula subatómica que representa la unidad de carga negativa.

Electrón diferencial. Es aquel que entra al final en un átomo, le asigna su lugar en la tabla periódica y distingue a cada elemento.

Electronegatividad. La atracción relativa de un átomo por un par de electrones compartidos.

Electrones libres. Electrones que no están ligados a un átomo o asociados con un enlace.

Elemento. Sustancia cuyos átomos tienen todos el mismo número de protones en el núcleo.

Elemento de transición. Elemento cuyo electrón de más alta energía se encuentra en un subnivel.

Elemento sintético. Elemento que no existe en la naturaleza y que se produce por medio de reacciones nucleares.

Energía de ionización. La energía requerida para remover un electrón de un átomo.

Enlace. Fuerza que mantiene unidos los átomos en un compuesto.

Enlace covalente. Enlace que se caracteriza por un par de electrones compartidos.

Enlace covalente coordinado. Es aquél en el que los electrones del par compartido son donados por un átomo.

Enlace covalente polar. Par de electrones compartidos que son atraídos más fuertemente por uno de los átomos.

Enlace doble. Enlace covalente en el cuál dos átomos comparten dos pares de electrones.

Enlace iónico. Atracción electrostática entre iones de cargas opuestas.

Enlace metálico. Fuerza que mantiene unidos a los átomos de los metales y que se caracteriza por tener electrones móviles o deslocalizados.

Enlace triple. Enlace covalente en el cual dos átomos comparten tres pares de electrones.

Enzima. Sustancia que modifica y a menudo acelera la velocidad de las reacciones químicas celulares que de otra manera serían demasiado lentas.

Equivalente. Unidad de medición, igual a un peso equivalente de la cantidad de materia en una muestra de una sustancia.

Escaldar. Someter un alimento a la acción de agua hirviendo o de su vapor para reblandecerlo o hacerlo más comestible.

Esmog fotoquímico. Mezcla compleja de compuestos químicos producidos por los contaminantes del aire.

Espectro. Conjunto de longitudes de onda absorbidas o emitidas por una sustancia.

Espín. Propiedad de las partículas subatómicas que corresponde mejor a nuestro concepto de rotación sobre el propio eje.

Estequiometría. Descripción de las relaciones cuantitativas entre los reactantes y los productos de una ecuación química balanceada.

Éster. Combinación de un ácido orgánico y de un alcohol.

Estereoisómeros. Isómeros que difieren en la distribución espacial de los átomos de su molécula.

Esterilización. Calentar los alimentos a una temperatura de 120 °C durante 10 minutos, o bien, llegar, aunque sólo sea un momento, hasta 140 °C.



Familia. Una columna vertical de la tabla periódica.

Fase. Parte de un sistema, formado de cualquier número de componentes, homogénea y con límites bien determinados que la separan de las otras partes del sistema y del resto del universo.

Fécula. Sustancia blanca, ligera y suave al tacto, que se extrae de algunas semillas y raíces. Está compuesta de hidratos de carbono.

Fórmula. Representación de un compuesto con el símbolo de cada elemento.

Fórmula empírica. Fórmula que muestra las relaciones mínimas de números enteros de átomos en cada clase de compuestos.

Fórmula molecular. Fórmula que muestra los números reales de cada tipo de átomos en cada clase de compuestos.

Fotón. Un cuanto.

Frecuencia. Número de ciclos de onda completos por unidad de tiempo.

Fuerza intermolecular. Fuerza que mantiene a las moléculas unidas



Gas noble. Cualquiera de los elementos del grupo VIIIA (18) de la tabla periódica.

Gluón. Partícula teórica sin masa, intercambiada por los quarks.

Grasa. Éster de la glicerina (propanotriol) y de un ácido graso superior.

Grupo. Los miembros de una columna vertical en la tabla periódica.

Grupo funcional. Un átomo o grupo de átomos en un compuesto orgánico, que es el responsable de ciertas propiedades del compuesto.



Hadrones. Tipo de partículas subatómicas pesadas.

Hertz. Unidad de frecuencia igual a un ciclo por segundo.

Hidrácidos. Sustancias que resultan de la combinación del hidrógeno con un no metal.

Hidrato. Un compuesto que contiene agua químicamente combinada en proporciones definidas.

Hidrocarburo. Compuesto formado únicamente por C y H.

Hidrocarburo alifático. Hidrocarburo que no contiene anillos aromáticos.

Hidrocarburo aromático. Un hidrocarburo que contiene uno o más anillos con electrones pi deslocalizados.

Hidróxidos. Se producen cuando los óxidos metálicos reaccionan con el agua o el metal con agua.

Hidruro. Compuesto que resulta al combinarse un metal con el halógeno.

Higroscópico. Que absorbe agua del aire.

Hipótesis de Louis de Broglie. Las partículas pueden tener propiedades de ondas.

Homólogo. Los miembros individuales de una serie homóloga de compuestos.



IMECA. Índice metropolitano para medir la calidad del aire.

Inerte. Que no reacciona.

Infusión. Proceso que tiene por objeto la extracción de los principios activos solubles de una planta por medio de agua hirviendo: se pone la planta cortada en trozos en un recipiente y se le agrega encima agua hirviendo; la infusión se aplica a todas las plantas que contienen principios volátiles que se perderían por ebullición.

Ion. Partícula cargada eléctricamente.

Isomería. La existencia de dos o más moléculas o iones con composiciones idénticas, pero estructuras diferentes.

Isómeros. Moléculas o iones de composición idéntica, pero de estructura diferente.

Isótopos. Dos o más elementos de un compuesto que tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones.



Lantánidos. Elementos cuyo electrón de más alta energía se encuentra en el subnivel 4f.

Leptones. Clase de partículas subatómicas livianas.

Ley periódica. Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus números atómicos.

Lípidos. Sustancias orgánicas llamadas comúnmente grasas, insolubles en agua, solubles en benceno y en éter, y formadas por ácidos grasos unidos a otros cuerpos.

Líquido extra celular. Es aquel que está fuera de las células.

Líquido intersticial. Sustancia en un estado líquido que separa a dos sustancias.

Lluvia ácida. Lluvia provocada por el ácido sulfúrico al reaccionar el trióxido de azufre (SO_3) con el agua.

Longitud de enlace. Distancia intermolecular entre dos átomos enlazados.



Maleabilidad. La propiedad de una sustancia que hace que pueda ser moldeada en láminas delgadas.

Masa. Propiedad que refleja la cantidad de materia de un cuerpo.

Masa atómica. Masa promedio de los átomos de un elemento.

Masa de fórmula. Suma de las masas atómicas de los átomos en una fórmula.

Mesón. Una partícula subatómica clasificada como un hadrón.

Metal. Un elemento que tiende a perder electrones en las reacciones químicas.

Metal alcalino. Un elemento del grupo IA (1) de la tabla periódica.

Metal alcalinotérreo. Elemento del grupo IIA (2) de la tabla periódica.

Metaloide. Elemento que posee propiedades características de los metales y de los no metales.

Mezcla. Una combinación de dos o más sustancias que pueden separarse por medios físicos.

Mezcla heterogénea. Mezcla que consta de dos o más sustancias que conservan sus propiedades.

Mezcla homogénea. Mezcla que consta de dos o más sustancias, pero es uniforme en su composición; es decir, cada parte de la mezcla es exactamente igual a cada una de las otras.

Mol. Cantidad de una sustancia que contiene el mismo número de partículas que hay en 0.012 g de carbono-12 (esto es, 6.023×10^{23} partículas)

Molalidad. Una unidad de concentración para disoluciones: moles de soluto por kilogramo de disolvente.

Molaridad. Una unidad de concentración para disoluciones: moles de soluto por litro de disolución.

Molécula. Partícula neutra constituida por dos o más átomos unidos covalentemente.

NAAQS (National Ambient Air Quality Stándar). Índice estadounidense para medir la contaminación ambiental.

N

Naturaleza dual onda-partícula. Propiedad que consiste en que las partículas se comportan como ondas y las ondas como partículas.

Neutrinos. Una partícula neutra que complementa el balance de energía.

Neutrón. Partícula sin carga que se encuentra en los núcleos de los átomos, que tiene una masa aproximadamente igual a una cantidad de masa del protón.

Nivel energético. Cantidad específica de energía o grupo de energías que pueden poseer los electrones de un átomo.

Normalidad. Una unidad de concentración para disoluciones: equivalentes de soluto por litro de disolución.

NPA. Nitrato de peracetilo; contaminante primario de la atmósfera.

Nube electrónica. Espacio ocupado efectivamente por un electrón en un átomo.

Nucleón. Partícula que se encuentra en el núcleo de un átomo; un protón o un neutrón.

Número atómico. Número de protones en el núcleo de un átomo.

Número cuántico. Número que describe una de las propiedades de un electrón en un átomo.

Número cuántico principal. Valor de *n* en la ecuación de Schröedinger.

Número de Avogadro. Número de átomos exactamente igual a 12 g del núclido C-12 (6.023×10^{23})

Número de masa. Número de nucleones en un átomo (protones más neutrones).

Número de oxidación. La carga de un átomo luego de asignar los electrones en el compuesto, según las reglas ya establecidas.

O

Orbital. Espacio que pueden ocupar 1 o 2 electrones que estén en el mismo nivel y subnivel energético y con igual orientación espacial.

Ósmosis. El paso de un disolvente a través de una membrana semipermeable.

Oxiácido. Compuestos que contienen en su molécula el hidrógeno, un no metal y el oxígeno.

Óxidos metálicos. Sustancias que resultan de la combinación del oxígeno con los metales; son óxidos básicos.

Óxidos no metálicos. También llamados anhídridos; se obtienen al combinar un no metal con el oxígeno.

Oxisales. Compuestos que contienen en su molécula un metal, un no metal y el oxígeno.

Ozono (O_3). Contaminante de la atmósfera.

P

Partícula alfa (⊠). Núcleo de helio cargado positivamente.

Partícula beta (⊠). Partícula nuclear con carga negativa.

Periodo. Una fila horizontal de la tabla periódica.

Polaridad. Distribución asimétrica de la carga.

Polímero. Molécula grande o macromolécula de peso molecular elevado formada por la unión polimerización de un gran número de moléculas de bajo peso molecular. Las moléculas individuales que forman el polímero se llaman "monómeros".

Positrón. Partícula subatómica idéntica a un electrón, excepto que posee una carga positiva.

Precipitado. Una sustancia sólida que se separa de una disolución en el curso de una reacción química.

Presión osmótica. La cantidad de presión que debe aplicarse para prevenir el flujo de un disolvente a través de una membrana semipermeable.

Primera energía de ionización. La energía necesaria para remover el electrón más levemente unido a un átomo.

Procesos metabólicos. Reacciones que se efectúan dentro de un organismo.

Producto. Sustancia resultante de la combinación o descomposición de otras.

Proteína. Sustancia de valor primordial en la vida de los seres vivos.

Protón. Partícula positiva que se encuentra en el núcleo y tiene una masa de aproximadamente una unidad de masa atómica.

Puente de hidrógeno. Interacción dipolo-dipolo excepcionalmente fuerte debida a la región intensamente positiva en las moléculas donde el hidrógeno está enlazado a un átomo muy elctroatrayente (N,O,F).

Q

Quark. Partícula teórica que se cree que es un constituyente del hadrón.

R

Radio atómico. El radio de un átomo sin considerar los átomos circundantes.

Rayos catódicos. Haz de electrones en un tubo de descarga de gas.

Rayos gamma. Emisiones de energía que poseen una frecuencia muy alta y una longitud de onda muy pequeña.

Reacción química. Un cambio químico.

Reactivo. Una sustancia que sufre un cambio químico.

Regla del octeto. Tendencia de los átomos a reaccionar de forma que adquieren ocho electrones en su capa exterior; la última capa del helio se completa con dos.

S

Sales ácidas. Compuestos que se obtienen al reaccionar un ácido fuerte con una base débil.

Sales binarias. Compuestos que resultan al unir un metal con un no metal.

Serie de los actínidos. Los 14 elementos que comienzan con el actinio, de los cuales, la regla diagonal predice que el electrón de más alta energía está en el subnivel 4f.

Subnivel. Subdivisión de un nivel energético.

T

Tabla periódica. Arreglo gráfico de los elementos basados en sus configuraciones electrónicas.

Teoría atómica. Conjunto de conocimientos relacionados con la existencia de los átomos y sus estructuras.



Unidad de masa atómica. Doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12.



Valencia. La carga eléctrica de un átomo según el grupo al que pertenece en la tabla periódica.

Volátil. Sustancia que pasa del estado líquido al gaseoso sin calentamiento.

Bibliografía

Aguilar S., Guillermo. El hombre y los materiales. *La ciencia desde México*, núm. 69, SEP, FCE. México, 1991.

American Chemical Society. Chemistry in context: *Applyimg Chemistry to Society*, Mc Graw-Hill, EUA, 2a. edición, 1998.

Andrews, J. E., et al . *An Introduction to Enviromental Chemistry*, Blackwell Science, Reino Unido, 1a. edición, 1996.

Asimov, I., *Breve historia de la química*, Alianza Editorial, Madrid, 1975.

Asimov, I., *Enciclopedia Biográfica de Ciencia y Tecnología*, Alianza Editorial Mexicana, S.A., México, 1988.

Bettelheim, Frederick, *et. al*. *Introduction to General, Organic, and Biochemistry*, 8a. edición, Thomson, USA, 2007.

Burton, D. y Routh, J., *Química orgánica y bioquímica*, Interamericana, México, 1997.

Chang, Raymond. *Química,* 7a. edición, McGraw-Hill, México, 2002.

Chow, S. Petroquímica y sociedad. *La ciencia desde México,* núm. 39, México, 1987.

Cifuentes, J. Torres, P. y Frías, M. El océano y sus recursos. *La ciencia desde México,* núm. 63, México, 1988.

Dalmau, J. F., M. Pérez y J. Satoca. *Química 1*, Bachillerato, Anaya, 2003.

Dickson, T. R. *Química. Enfoque ecológico*, Limusa, México, 1980.

Garritz, A. y Chamizo, J. A. *Química*, Addison-Wesley Iberoamericana, México, 1994.

Manahan, Stanley E. *Introduction to Environmental Chemistry*. Programa de Ingeniería Química Ambiental y Química Ambiental del Programa de Maestría y Doctorado de la Facultad de Química, UNAM, 2002.

Morrison, R. T. y Boy, R. N. *Química Orgánica*. Addison-Wesley Iberoamericana, México, 1997.

Ocampo, G. A., *Fundamentos de Química I, II III y IV*, PCSA, México, 1997.

Peralta, R. y Fabi. Del espacio al subsuelo, *La ciencia desde México,* núm. 86, FCE, SEP, México, 1989.

Ramírez, V., *Química II*. 1a. edición. Publicaciones Cultural, México, 2005.

Ramírez, R. Víctor. *Química I y II*. Grupo Editorial Patria. 1a. reimpresión, México, 2007.

Soberón, J. Ecología y poblaciones. *La ciencia desde México,* núm. 82,

Páginas de internet

http://www.csu.edu.au/education/library.html

http://www.galaxy.einet.net/galaxy/community/education.html

http://www.spacelink.msfc.nasa.gov

http://www.ur.mx/cursos/diya/química/jescobedo/lab03.html

http://www.ur.mx/cursos/diya/química/defcap.1html materia

http://www.yahoo.com/education